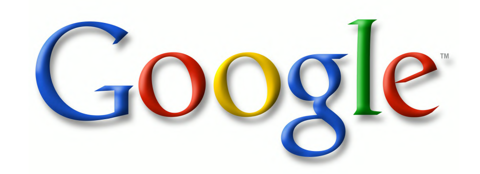


This is a digital copy of a book that was preserved for generations on library shelves before it was carefully scanned by Google as part of a project to make the world's books discoverable online.

It has survived long enough for the copyright to expire and the book to enter the public domain. A public domain book is one that was never subject to copyright or whose legal copyright term has expired. Whether a book is in the public domain may vary country to country. Public domain books are our gateways to the past, representing a wealth of history, culture and knowledge that's often difficult to discover.

Marks, notations and other marginalia present in the original volume will appear in this file - a reminder of this book's long journey from the publisher to a library and finally to you.

Usage guidelines

Google is proud to partner with libraries to digitize public domain materials and make them widely accessible. Public domain books belong to the public and we are merely their custodians. Nevertheless, this work is expensive, so in order to keep providing this resource, we have taken steps to prevent abuse by commercial parties, including placing technical restrictions on automated querying.

We also ask that you:

+ *Make non-commercial use of the files* We designed Google Book Search for use by individuals, and we request that you use these files for personal, non-commercial purposes.

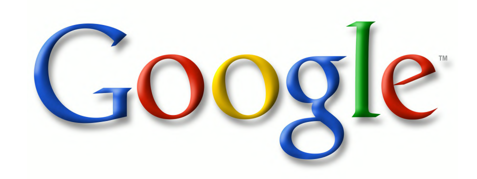
+ *Refrain from automated querying* Do not send automated queries of any sort to Google's system: If you are conducting research on machine translation, optical character recognition or other areas where access to a large amount of text is helpful, please contact us. We encourage the use of public domain materials for these purposes and may be able to help.

+ *Maintain attribution* The Google "watermark" you see on each file is essential for informing people about this project and helping them find additional materials through Google Book Search. Please do not remove it.

+ *Keep it legal* Whatever your use, remember that you are responsible for ensuring that what you are doing is legal. Do not assume that just because we believe a book is in the public domain for users in the United States, that the work is also in the public domain for users in other countries. Whether a book is still in copyright varies from country to country, and we can't offer guidance on whether any specific use of any specific book is allowed. Please do not assume that a book's appearance in Google Book Search means it can be used in any manner anywhere in the world. Copyright infringement liability can be quite severe.

About Google Book Search

Google's mission is to organize the world's information and to make it universally accessible and useful. Google Book Search helps readers discover the world's books while helping authors and publishers reach new audiences. You can search through the full text of this book on the web at http://books.google.com/



A propos de ce livre

Ceci est une copie numérique d'un ouvrage conservé depuis des générations dans les rayonnages d'une bibliothèque avant d'être numérisé avec précaution par Google dans le cadre d'un projet visant à permettre aux internautes de découvrir l'ensemble du patrimoine littéraire mondial en ligne.

Ce livre étant relativement ancien, il n'est plus protégé par la loi sur les droits d'auteur et appartient à présent au domaine public. L'expression "appartenir au domaine public" signifie que le livre en question n'a jamais été soumis aux droits d'auteur ou que ses droits légaux sont arrivés à expiration. Les conditions requises pour qu'un livre tombe dans le domaine public peuvent varier d'un pays à l'autre. Les livres libres de droit sont autant de liens avec le passé. Ils sont les témoins de la richesse de notre histoire, de notre patrimoine culturel et de la connaissance humaine et sont trop souvent difficilement accessibles au public.

Les notes de bas de page et autres annotations en marge du texte présentes dans le volume original sont reprises dans ce fichier, comme un souvenir du long chemin parcouru par l'ouvrage depuis la maison d'édition en passant par la bibliothèque pour finalement se retrouver entre vos mains.

Consignes d'utilisation

Google est fier de travailler en partenariat avec des bibliothèques à la numérisation des ouvrages appartenant au domaine public et de les rendre ainsi accessibles à tous. Ces livres sont en effet la propriété de tous et de toutes et nous sommes tout simplement les gardiens de ce patrimoine. Il s'agit toutefois d'un projet coûteux. Par conséquent et en vue de poursuivre la diffusion de ces ressources inépuisables, nous avons pris les dispositions nécessaires afin de prévenir les éventuels abus auxquels pourraient se livrer des sites marchands tiers, notamment en instaurant des contraintes techniques relatives aux requêtes automatisées.

Nous vous demandons également de:

+ *Ne pas utiliser les fichiers à des fins commerciales* Nous avons conçu le programme Google Recherche de Livres à l'usage des particuliers. Nous vous demandons donc d'utiliser uniquement ces fichiers à des fins personnelles. Ils ne sauraient en effet être employés dans un quelconque but commercial.
+ *Ne pas procéder à des requêtes automatisées* N'envoyez aucune requête automatisée quelle qu'elle soit au système Google. Si vous effectuez des recherches concernant les logiciels de traduction, la reconnaissance optique de caractères ou tout autre domaine nécessitant de disposer d'importantes quantités de texte, n'hésitez pas à nous contacter. Nous encourageons pour la réalisation de ce type de travaux l'utilisation des ouvrages et documents appartenant au domaine public et serions heureux de vous être utile.
+ *Ne pas supprimer l'attribution* Le filigrane Google contenu dans chaque fichier est indispensable pour informer les internautes de notre projet et leur permettre d'accéder à davantage de documents par l'intermédiaire du Programme Google Recherche de Livres. Ne le supprimez en aucun cas.
+ *Rester dans la légalité* Quelle que soit l'utilisation que vous comptez faire des fichiers, n'oubliez pas qu'il est de votre responsabilité de veiller à respecter la loi. Si un ouvrage appartient au domaine public américain, n'en déduisez pas pour autant qu'il en va de même dans les autres pays. La durée légale des droits d'auteur d'un livre varie d'un pays à l'autre. Nous ne sommes donc pas en mesure de répertorier les ouvrages dont l'utilisation est autorisée et ceux dont elle ne l'est pas. Ne croyez pas que le simple fait d'afficher un livre sur Google Recherche de Livres signifie que celui-ci peut être utilisé de quelque façon que ce soit dans le monde entier. La condamnation à laquelle vous vous exposeriez en cas de violation des droits d'auteur peut être sévère.

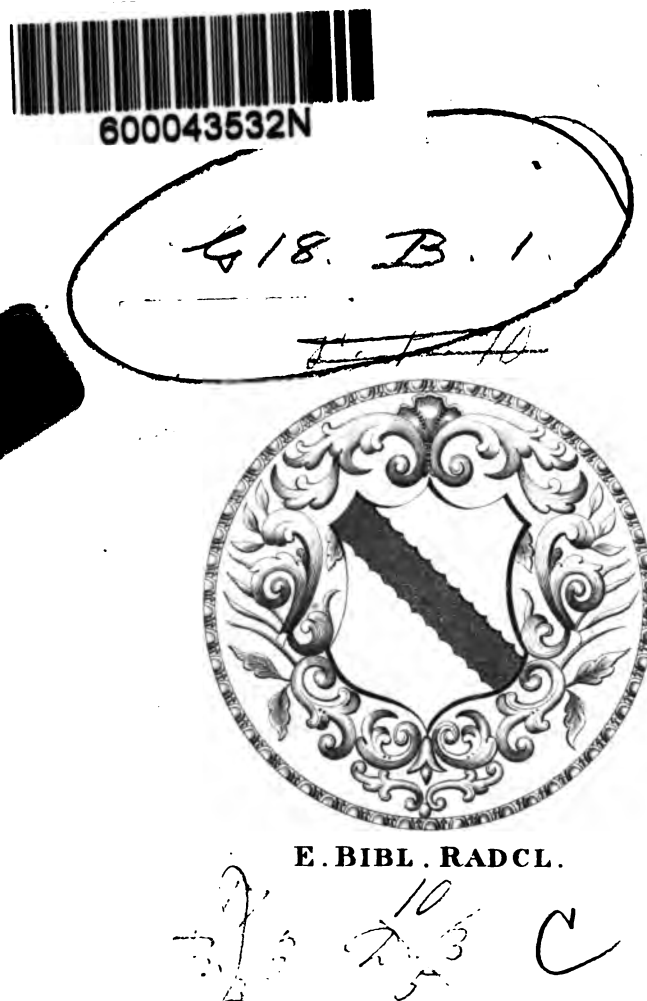
À propos du service Google Recherche de Livres

En favorisant la recherche et l'accès à un nombre croissant de livres disponibles dans de nombreuses langues, dont le français, Google souhaite contribuer à promouvoir la diversité culturelle grâce à Google Recherche de Livres. En effet, le Programme Google Recherche de Livres permet aux internautes de découvrir le patrimoine littéraire mondial, tout en aidant les auteurs et les éditeurs à élargir leur public. Vous pouvez effectuer des recherches en ligne dans le texte intégral de cet ouvrage à l'adresse `http://books.google.com`



600043532N

G 18. B. 1.



E. BIBL. RADCL.

1931 e. 15/1

DICTIONNAIRE

DE

CHIMIE.

T. I.

DE L'IMPRIMERIE DE Mme Ve JEUNEHOMME,
RUE HAUTEFEUILLE, N° 20.



Martin Henry Klaproth.

DICTIONNAIRE

DE

CHIMIE,

PAR Mrs M. H. KLAPROTH,

Docteur en Philosophie, Conseiller au Collége suprême de Santé, Professeur de Chimie, Membre de l'Académie des Sciences de Berlin, Associé étranger de l'Institut de France, et de plusieurs autres Académies et Sociétés savantes;

ET F. WOLFF,

Docteur en Philosophie, Professeur au Gymnase du Joachimsthal.

TRADUIT DE L'ALLEMAND, AVEC DES NOTES,

PAR E. J. B. BOUILLON-LAGRANGE,

Docteur en Médecine, Professeur au Lycée Napoléon et à l'École de Pharmacie, Membre du Jury d'Instruction de l'École Impériale Vétérinaire d'Alfort, de plusieurs Sociétés savantes Françaises et Étrangères;

ET PAR H. A. VOGEL,

Pharmacien de l'École de Paris, Préparateur général à la même École, Conservateur du Cabinet de Physique au Lycée Napoléon, et Membre de plusieurs Sociétés savantes.

TOME PREMIER.
A — CAL

A PARIS,

Chez KLOSTERMANN FILS, Libraire-Éditeur des *Annales de Chimie*, rue du Jardinet, n° 13, quartier Saint-André-des-Arcs.

1810.

Ouvrages qui se trouvent chez le même Libraire :

MANUEL D'UN COURS DE CHIMIE, *ou* Principes élémentaires, théoriques et pratiques de cette science, 3 vol. *in*-8°, avec 6 tableaux et 26 planches, qui contiennent la description détaillée d'un laboratoire, de ses instruments, des appareils chimiques. On y trouve l'histoire de la Chimie, les découvertes modernes jusqu'à ce jour, et la nomenclature ancienne et moderne ; par *Bouillon-Lagrange*, docteur en médecine, professeur au Lycée Napoléon et à l'école de pharmacie, membre du jury de l'école vétérinaire d'Alfort, coopérateur des *Annales. Quatrième édition.* Pour Paris . . . . 18 fr.

MANUEL DU PHARMACIEN, par le même, avec un supplément pour les écoles vétérinaires, *in*-8°, avec 9 planches. *Deuxième édition.* Pour Paris . . . . . 6 fr. 50 c.

SYSTÈME DE CHIMIE, DE THOMSON, traduit de l'anglais sur la *troisième et dernière édition* de Londres, en 1807 ; par M. *Riffault*, administrateur général des poudres et salpêtres; précédé d'une *introduction* considérable enrichie d'observations par M. *Berthollet*, membre de l'Institut de France ; en 9 vol. *in*-8°, avec 300 tableaux et des planches. Pour Paris. . . . . 60 fr.

MÉMOIRES DE PHYSIQUE ET DE CHIMIE DE LA SOCIÉTÉ D'ARCUEIL, par MM. *C.-L. Berthollet*, *Laplace*, *Amédée Berthollet*, *Biot*, *Humboldt*, *Thenard*, *Gay-Lussac*, *Decandolle*, *Collet-Descotils* et *Malus*, t. I[er], *in*-8° avec planche. Pour Paris . . . . . 5 fr. 50 c.
Tome II[e] *in*-8°, deux planches. Pour Paris . . . 6 fr.

TRAITÉ DES MOYENS DE DÉSINFECTER L'AIR, de prévenir la contagion, et d'en arrêter les progrès, avec des additions considérables sur la fièvre jaune ; par M. *Guyton-Morveau*, membre de l'Institut national, *troisième édition;* 1 vol *in*-8°, avec *trois planches.* Pour Paris . 4 fr. 50 c.

CONVERSATIONS SUR LA CHIMIE, dans lesquelles les éléments de cette science sont exposés d'une manière simple, et éclaircis par des expériences; traduites de l'anglais sur la dernière édition, avec des notes et gravures. 3 vol. *in*-12. 9 f.

PHILOSOPHIE CHIMIQUE, *ou* Vérités fondamentales de la Chimie moderne, par M. *Fourcroy*, 1 vol. *in*-12, *dernière édition* . . . . 4 fr.

AVIS DES TRADUCTEURS.

Le Dictionnaire de Chimie de MM. Klaproth et Wolff, nous a paru mériter d'être connu en France. Nous espérons que ceux qui se livrent à l'étude de la Chimie, accueilleront favorablement la Traduction de cet Ouvrage. On peut le considérer comme la Collection de tout ce qui a été fait de remarquable en Chimie depuis l'origine de cette Science; les Auteurs en ont suivi les progrès, et son histoire s'étend jusqu'aux dernières découvertes qu'on y a faites. Les Arts qui sont du domaine de cette Science, y sont décrits de la manière la plus détaillée. On y trouve tout ce qui peut intéresser la Minéralogie et la partie Chimique relative à la Pharmacie.

Pour éviter la prolixité, nous avons cru devoir nous énoncer d'une manière simple et précise; par ce moyen chaque article est plus saillant, plus facile à retenir et plus clair. Ce style laconique pourra paroître quelquefois un peu dur, mais il a permis de faire entrer la substance de plusieurs volumes dans un plus petit nombre.

Nous prévenons aussi que la lettre A étant déjà très-étendue, il nous a paru plus convenable de séparer les Sels des Acides, et de les ranger d'après la dénomination qui leur est désignée par la nomenclature française. En traitant de l'*Acide sulfurique*, par exemple, les Auteurs ont placé successivement les Sulfates et les Sulfites terreux alcalins et métalliques. Nous les avons reportés à la lettre S.

Ils ont consacré un article particulier à l'état naturel de chaque Métal, sous le titre de *Mines*, telles que Mines d'Antimoine, d'Argent, etc. Nous n'avons pas placé ces articles à la lettre M, pensant qu'il conve-

noit mieux de faire précéder chaque Métal de l'histoire de sa Mine.

Les Chimistes Allemands désignent nos Oxides au *minimum* et au *maximum* par les mots *oxidule* et *oxide;* nous avons souvent conservé ces expressions pour plus de brièveté.

On ne trouvera pas les mots *Acide arsénieux, Tungstique* et *Molybdique;* ces substances ayant été considérées, par Mrs Klaproth et Wolff, comme des Oxides, ont été portées à chaque Métal.

Les Auteurs se sont servis, comme on le fait généralement en Allemagne et en Angleterre, de l'échelle de Fahrenheit pour exprimer le degré de température : nous avons établi la réduction d'après l'échelle centigrade qui est adoptée en France.

Quant aux Notes, on doit penser que les talents et les connoissances des Auteurs, ne nous ont pas mis dans le cas d'en ajouter beaucoup; elles ont donc plus particulièrement rapport aux faits nouveaux publiés pendant l'impression du Dictionnaire. Nous avons cherché à ne rien omettre, afin que l'Ouvrage se trouvât au courant des connoissances actuelles.

PRÉFACE DES AUTEURS.

Les changements qui arrivent dans les Sciences fondées sur l'expérience, en raison des faits multipliés qui se succèdent, font une loi de revoir de temps en temps les faits qui les ont précédés, et de classer les nouvelles Découvertes.

Le Dictionnaire de Macquer, avec les intéressantes additions de Leonhardi, a été, pour les Chimistes Allemands, infiniment précieux. Si on le compare maintenant aux ouvrages qui ont paru depuis en Angleterre et en France, excepté l'*Encyclopédie Méthodique* qui n'est point achevée, on reconnoîtra que, malgré un espace d'environ seize ans, le Dictionnaire de Macquer, traduit par Leonhardi, mérite encore la préférence.

Les Auteurs de ce nouveau Dictionnaire ont eu pour but de faire un Ouvrage qui tînt le milieu entre une trop grande prolixité et une trop grande brièveté; on sait que l'une ou l'autre nuit souvent à l'instruction.

Si l'on vouloit faire mention de tous les faits peu importants, l'Ouvrage deviendroit trop volumineux et en même temps trop dispendieux; par cela même il perdroit de son utilité. Les Auteurs sont cependant loin de prétendre avoir suivi ce précepte de *Quintilien* : *Quantum satis, quantum opus.*

On trouvera peut-être des articles qui auroient été

susceptibles d'être resserrés, et d'autres plus développés; mais c'est le sort de toute entreprise humaine, d'être plus ou moins vicieuse et incomplète.

On publiera tous les trois ans un Volume de Supplément qui contiendra les nouvelles Découvertes qui auront été faites depuis la publication de ce Dictionnaire, ainsi que les Modifications que pourront exiger certains articles.

Les Ouvrages qui ont un but semblable, et que l'on a consultés sans citation, sont *Nicholson, Dictionary of Chymistry;* le Dictionnaire de C. L. Cadet; l'*Encyclopédie Méthodique* et le *Dictionnaire Chimico-Pharmaceutique* de Trommsdorff.

DICTIONNAIRE

DE

CHIMIE.

A.

ACÉTATES. Les propriétés qui caractérisent les *acétates* alcalins et terreux sont d'être décomposés par la chaleur; une partie de l'acide se volatilise et l'autre est décomposée.

Ils sont tous solubles dans l'eau; les *acétates* alcalins le sont dans l'alcool.

Mêlés à l'acide sulfurique et distillés à une douce chaleur, il s'en dégage de l'acide acétique, facilement reconnoissable à son odeur.

Si l'on expose à l'air la dissolution de ces sels, l'acide se décompose successivement.

ACÉTATES ALCALINS.

ACÉTATE D'AMMONIAQUE. On appelle vulgairement ce sel *spiritus Mindereri*; on le préparoit autrefois en saturant le vinaigre distillé par le carbonate d'ammoniaque. Comme on n'obtient jamais un sel uniforme en raison de la plus ou moins grande force du vinaigre, Baumé avait proposé de le concentrer par une évaporation soignée; mais une partie du sel se volatilise toujours de cette manière. Depuis, on a varié le procédé. Celui décrit dans la Pharmacopée de Berlin, évite tous les inconvénients. On sature trois onces de carbonate d'ammoniaque sec, par l'acide acétique concentré, préparé d'après la même Pharmacopée. On ajoute à la liqueur neutre autant d'eau distillée qu'il en faut pour avoir vingt-quatre onces de liqueur.

Si l'on fait évaporer la liqueur saline à une douce chaleur, et si on l'expose à une basse température, il se forme des cristaux en aiguilles très-déliquescents. Lassone,

(Mém. Paris, 1773) a préparé ce sel par sublimation; il fit un mélange de muriate d'ammoniaque, de craie et de vinaigre radical, de chaque demi-once, et soumit le tout à la distillation. Il passa d'abord un liquide sans odeur, ensuite une vapeur blanche qui se condensa en aiguilles dans le col de la cornue. Il resta un enduit mince, noir. Lassone remarqua de plus que si l'on approchoit deux vases remplis, l'un avec du vinaigre radical, et l'autre avec du gaz ammoniac, il se formoit sur-le-champ de l'*acétate d'ammoniaque* concret. Higgins obtint aussi par sublimation, des cristaux d'un pouce huit lignes de longueur.

L'*acétate d'ammoniaque* occasionne d'abord sur la langue une sensation de fraîcheur, ensuite une saveur douceâtre semblable à un mélange de sucre et de nitre. Ce sel attire puissamment l'humidité de l'air. D'après Higgins, il fond à 170° Fahr. (76° centig.), et se volatilise à une température de 230 (108° centig.). Si l'on distille une solution de ce sel, il passe de l'ammoniaque, ensuite de l'acide acétique, et à la fin le sel non décomposé. Ce sel cristallisé, ne se décompose pas, selon Higgins, lorsqu'on le distille à une douce chaleur. L'*acétate d'ammoniaque* est décomposé par les acides sulfurique, nitrique, muriatique, tartarique et citrique; par les alcalis fixes et par les eaux de barite, de strontiane et de chaux.

Selon Wenzel, 120 grains de carbonate d'ammoniaque sec exigent pour leur saturation 229 $\frac{2}{5}$ de grains de vinaigre radical (1).

---

(1) M. Destouches a publié, Annales de Chimie, t. 67, un autre procédé.

Il consiste à prendre 3 onces d'*acétate* de potasse dissoute, dans 1 once $\frac{1}{2}$ d'eau froide. D'autre part, à faire dissoudre 2 onces de sulfate d'ammoniaque dans 4 onces d'eau. On mélange les deux dissolutions; il se forme un précipité de sulfate de potasse; on filtre la liqueur lorsqu'elle est froide. On obtient ainsi 8 onces d'*acétate* d'ammoniaque saturé.

M. Déyeux pense que, comme médicament, il est préférable de suivre le procédé décrit par Mindererus. Lorsque cet auteur fit connoitre ce remède, il indiqua les propriétés qu'il assuroit lui avoir reconnues; il ne s'embarrassoit pas si le mélange d'acide acétique et d'ammoniaque donnoit un sel parfaitement neutre, ou s'il étoit avec excès d'ammoniaque; il vouloit seulement que l'acide fût uni au carbonate d'ammoniaque jusqu'à cessation d'effervescence, parce qu'il avoit remarqué que c'étoit à ce point qu'on avoit le produit dont il s'étoit servi avec succès. (*Note des Trad.*)

Acétate de potasse. Ce sel, dont Raimund Lullus a donné le premier une description exacte, s'appeloit *terre foliée de tartre, tartre régénéré*, etc. On le prépare ordinairement en saturant le carbonate de potasse par le vinaigre distillé et en faisant évaporer la solution à siccité.

Lorsqu'on a employé des matières pures, on obtient un sel blanc folié.

Toutes les autres manipulations pour donner au sel un blanc éclatant, ne sont pas essentielles.

Pour l'obtenir blanc, Lowitz a proposé d'ajouter à la liqueur du charbon en poudre.

Lorsqu'on redissout le sel desséché, la solution évaporée à une douce chaleur donne, selon Higgins, des prismes réguliers. Ce sel a une saveur chaude et un peu piquante. A la température moyenne, il se dissout dans son poids d'eau. Il attire l'humidité de l'air; il faut le mettre encore chaud dans des flacons bouchés à l'émeri. Il se dissout dans l'alcool. Soumis à la distillation, il se décompose; on obtient du gaz acide carbonique, du gaz hydrogène carboné, une liqueur éthérée chargée de vinaigre et une huile empyreumatique. Le résidu contient du carbonate de potasse et du charbon.

Lorsqu'on distille l'*acétate de potasse* avec l'oxide blanc d'arsenic, il se dégage une vapeur très-fétide, inflammable au contact de l'air. (*Voyez* art. Arsenic.)

Ce sel est décomposé par la voie humide, par les acides sulfurique, nitrique, muriatique, tartarique et citrique; par les sulfates de soude et de magnésie; par le muriate d'ammoniaque, le tartrate de soude; par la décoction de tamarins, etc.

Selon Wenzel, 240 grains de son acide acétique peuvent dissoudre 100 $\frac{2}{5}$ de grains de carbonate de potasse, dans lequel il compte 70 $\frac{2}{15}$ de potasse.

Il en conclut que la proportion de l'acide est à la base comme 240 est à 241 $\frac{4}{5}$.

Ce sel est composé, selon Higgins, de

Acide et eau	38,5
Potasse.	61,5
	100

Une partie d'*acétate de potasse* dissoute dans deux parties d'eau distillée, donne la liqueur appelée *liquor kali acetici* (1).

Acétate de soude. Baron a le premier examiné ce sel, qu'on appeloit *terre foliée cristallisée*. On le prépare ordinairement en ajoutant au vinaigre distillé du carbonate de soude en excès. On fait évaporer la liqueur jusqu'à pellicule, et on la porte dans un endroit frais; le sel cristallise en prismes striés, semblable au sulfate de soude.

L'*acétate de soude* a une saveur âcre un peu amère. Il est soluble, d'après Bergmann, à une température de 60° (15° c.), dans 2,86 d'eau; sa pesanteur spécifique est, selon Hassenfratz, de 2,1. Il ne change pas au contact de l'air. S'il contient un excès de soude, ce qui donne les plus beaux cristaux, il est efflorescent. Il se dissout dans l'alcool. Lorsqu'on le chauffe, son eau de cristallisation se volatilise; à un feu plus intense, il fond et donne à la fin les mêmes produits que l'*acétate* de potasse.

Selon Wenzel, 120 grains de carbonate de soude exigent pour leur saturation 376 $\frac{5}{7}$ grains d'acide acétique; le premier contient 71 $\frac{1}{2}$ grains de soude; la proportion de la soude pour l'acide seroit d'après cela comme 157 $\frac{5}{7}$ est à 240.

ACÉTATES TERREUX.

Acétate d'alumine. Si l'on veut dissoudre l'alumine dans de l'acide acétique, il faut l'employer nouvellement précipitée et encore humide, car si elle est fortement desséchée, l'acide n'a plus d'action. Ce sel cristallise, selon quelques-uns, en petites aiguilles déliquescentes à l'air.

Selon Wenzel, la solution ne donne pas de cristaux par l'évaporation, mais il reste une masse saline non déli-

(1) M. Fremy, pharmacien à Versailles, et M. Bernouilly de Bâle, ont proposé (*voyez* Annales de Chimie, t. 71, p. 325) de verser la liqueur d'*acétate de potasse*, sur un filtre de charbon, et d'évaporer ensuite jusqu'à siccité.

Les auteurs ont conclu que la matière qui colore l'*acétate de potasse* appartient à une substance végétale contenue dans le vinaigre distillé, et que cette matière colorante est détruite par le charbon. (*Note des Traducteurs.*)

quescente qui laisse fortement dégager son acide par le feu. Ce sel a une saveur astringente ; sa pesanteur spécifique est d'après Hassenfratz de 1,245 (1).

Ce sel étant employé dans la teinture comme mordant, on le prépare en grand par la décomposition de l'alun avec l'*acétate* de plomb. A cet effet, on dissout dans 8 parties d'eau chaude, 3 parties d'alun et 1 partie d'*acétate* de plomb ; on y ajoute $\frac{1}{8}$ de potasse et autant de craie.

L'oxide de plomb se combine avec l'acide sulfurique, et forme un sulfate insoluble ; l'alumine se combine avec l'acide acétique et reste en dissolution. Comme dans le procédé la quantité d'*acétate* de plomb n'est pas assez grande pour décomposer entièrement l'alun, on y ajoute la potasse et la craie qui décomposent le reste. Sans cette addition de chaux et de potasse, on obtiendroit un *acétate d'alumine* mêlé d'alun.

Suersen a fait les essais suivants pour déterminer la quantité d'*acétate* de plomb nécessaire pour décomposer l'alun.

1° Seize onces d'*acétate* de plomb suffisent pour décomposer 8 onces 3 gros 50 grains d'alun.

2° Un mélange de 16 onces d'*acétate* de plomb avec 7 onces de litharge, exige, pour être décomposé, 11 onces 3 gros 26 grains d'alun, et cette même quantité d'alun décompose 22 onces 3 gros 42 grains d'*acétate* de plomb.

3° Huit onces 3 gros 50 grains d'alun décomposent 11 onces 4 gros 55 grains d'*acétate* de plomb, mêlé avec 5 onces 39 grains de litharge.

L'*acétate d'alumine* de la seconde expérience est presque entièrement neutre et très-soluble dans l'eau.

Cette liqueur presque neutre rougit très-peu le papier tournesol, et elle donne, par une évaporation lente, un sel feuilleté qui n'attire pas l'humidité de l'air.

Cette combinaison est si facilement décomposable,

---

(1) M. Gay Lussac a remarqué que, lorsqu'on chauffe une dissolution d'*acétate d'alumine*, elle se trouble et laisse déposer une grande quantité d'alumine. Par le refroidissement le précipité disparoît et la liqueur devient transparente. La chaleur porte, suivant ce chimiste, les molécules d'acide et d'alumine hors de leur sphère d'activité et détermine leur séparation. (*Voyez* Annal. de Chimie, t. 74.) (*Note des Traducteurs.*)

qu'on ne doit pas la concentrer à feu nu ; il s'en dégageroit des vapeurs d'acide acétique, et l'alumine se précipiteroit.

Acétate de barite. On prépare ce sel en décomposant le carbonate de barite par l'acide acétique, ou bien l'on décompose le sulfure de barite par le même acide. L'évaporation spontanée de la liqueur fournit l'*acétate de barite* en aiguilles longues prismatiques et souvent étoilées.

Ce sel est alcalin et rend à la teinture de tournesol rougie sa couleur bleue. Sa pesanteur spécifique est, selon Hassenfratz, de 1,828. Il a une saveur aigre un peu amère ; très-soluble dans l'eau, n'attire pas l'humidité de l'air, est plutôt efflorescent. Les carbonates alcalins en précipitent un carbonate de barite ; tous les sulfates, excepté celui de barite, le décomposent, aussi est-il un réactif précieux pour découvrir l'acide sulfurique.

Acétate de chaux. Quoique les anciens aient employé un mélange de chaux et de vinaigre (*Plinii*, Hist. nat., lib. 36, c. 24), on ne peut pas dire que l'*acétate de chaux* leur étoit connu.

Crollius est le premier qui ait décrit l'*acétate de chaux*. On le prépare en faisant dissoudre un carbonate de chaux dans l'acide acétique. La solution évaporée jusqu'à pellicule, donne un sel cristallisé en aiguilles prismatiques d'un éclat soyeux. Sa pesanteur spécifique est, selon Hassenfratz, de 1,005. Il a une saveur amère, aigre à cause de son excès d'acide. Il est soluble dans l'eau et inaltérable à l'air. Guyton rapporte (Encyclop. méth.) qu'il conserva une belle ramification soyeuse de ce sel dans un vase muni d'un couvercle de papier, sans qu'il ait subi aucun changement. La chaleur décompose l'*acétate de chaux*, l'acide s'en dégage et se décompose en partie ; les alcalis purs et carbonatés en précipitent la chaux. L'*acétate de chaux* étoit autrefois employé sous le nom de *solutio oculorum cancri*, *solutio margaritarum*, *solutio corallorum*, etc.

Selon Wenzel, 240 parties d'acide acétique demandent 125 parties de chaux pour être saturées.

D'après Maret, 100 parties d'*acétate de chaux* contiennent 50 parties de chaux. Higgins donne les rapports suivants : chaux 38,7, acide acétique 64,3.

Acétate de glucine. L'acide acétique dissout la glucine avec facilité, mais la solution ne cristallise point. Selon Vauquelin, il reste, après l'évaporation, une masse gommeuse, tenace, d'une saveur douceâtre, astringente. Ce sel est facilement décomposable au feu (1).

Acétate de magnésie. La magnésie pure se dissout dans l'acide acétique à l'aide de la chaleur; celle qui est carbonatée s'y dissout plus promptement. La solution évaporée laisse une masse gluante. La saveur de ce sel est d'abord douceâtre et ensuite amère. Sa pesanteur spécifique est, selon Hassenfratz, de 1,378. Il se dissout facilement dans l'eau et dans l'alcool. Il est déliquescent et est décomposé par le feu. Selon Wenzel, 210 parties d'acide acétique exigent 113 $\frac{3}{4}$ parties de magnésie pour se saturer.

Acétate de strontiane. Ce sel a été examiné par Hope,

---

(1) De nouvelles expériences comparatives faites par M. Vauquelin, sur l'yttria, la glucine et l'alumine (*voyez* Annales du Muséum, t. 15), l'ont conduit à examiner la combinaison de l'acide acétique avec la glucine.

Suivant ce chimiste, la dissolution de glucine dans l'acide acétique reste toujours légèrement acide, quoiqu'on ajoute un excès de terre, qu'on évapore la liqueur à siccité et qu'on reprenne par l'eau.

La saveur de l'*acetate* de glucine est très-sucrée et astringente; quand ce sel contient un excès d'acide, cette saveur ressemble beaucoup à celle du sirop de vinaigre, sa dissolution n'est pas précipitée comme celle d'yttria par l'oxalate d'ammoniaque, ni le tartrate de potasse, mais elle l'est par le phosphate de soude.

L'infusion de noix de galle y forme un précipité floconneux jaunâtre; mais si la glucine contient du fer, comme cela arrive quelquefois, quoiqu'ayant été dissoute dans le carbonate d'ammoniaque, le précipité par la noix de galle est légèrement purpurin.

Il en est de même avec le prussiate de potasse, c'est-à-dire que le précipité est blanc, s'il n'y a pas de fer, et légèrement bleu si la glucine contient quelques traces de ce métal.

L'*acétate* de glucine ne peut jamais cristalliser; sa dissolution se réduit sous forme de gomme épaisse, qui, en se desséchant, se divise en petites lames minces, transparentes et brillantes. Ainsi desséché il se redissout entièrement dans l'eau, et est toujours acidule. (*Note des Traducteurs.*)

et ensuite par Vauquelin; on l'obtient en faisant dissoudre de la strontiane pure ou carbonatée dans l'acide acétique. Evaporé à une douce chaleur, il cristallise en lames hexaèdres qui sont inaltérables à l'air; 120 parties d'eau dissolvent 49 de ce sel. Il paroît se dissoudre aussi bien dans l'eau froide que dans l'eau chaude. Il verdit, selon Hope, les couleurs bleues végétales; sa saveur est douceâtre, un peu âcre. Le feu en dégage l'acide et le décompose en partie.

Acétate d'yttria. L'yttria se dissout facilement dans l'acide acétique; la solution évaporée donne des cristaux compactes et inaltérables à l'air : leur forme est un prisme à quatre faces, tronqué aux extrémités. Sa couleur est d'un rouge pâle d'améthyste (*Klaproth*, Mémoires sur les substances minér.) (1).

Acétate de zircone. La zircone nouvellement précipitée et encore humide se dissout dans l'acide acétique. La dissolution ne cristallise pas. Evaporée jusqu'à siccité, il reste une poudre qui n'attire pas l'humidité. Il a une saveur astringente, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. La chaleur le décompose moins facilement que l'*acétate* d'alumine. Tous les alcalis et les terres décomposent ce sel.

ACÉTATES MÉTALLIQUES.

Acétate d'antimoine. L'acide acétique a peu d'action sur l'antimoine métallique; il attaque beaucoup mieux ses oxides.

Selon Wenzel, la solution ne donne pas des cristaux après l'évaporation; mais il reste une masse saline jaunâtre, soluble dans l'eau. Angelus Sala a employé ce sel comme vomitif.

Acétate d'argent. L'acide acétique n'a point d'action

(1) L'*acétate d'yttria*, suivant Vauquelin, est soluble, cristallisable, très-sucré et astringent. Il est toujours acidule quoiqu'il refuse de dissoudre de nouvelles quantités de terre.

Ce sel est précipité par l'oxalate d'ammoniaque, les tartrate et citrate de potasse. Celui de glucine ne l'est pas. (*Note des Traducteurs.*)

sur l'argent métallique ; mais il dissout facilement son oxide et forme avec lui l'*acétate d'argent*.

On obtient ce sel en versant de l'*acétate* de potasse dans du nitrate d'argent, ou bien en faisant bouillir l'acide acétique avec l'oxide d'argent.

Ce sel cristallise, selon Margraf et Wenzel, en petites aiguilles. Il a une saveur âcre métallique, se dissout difficilement dans l'eau, devient noir à l'air. Si on le chauffe il se boursouffle, l'acide se volatilise, et il reste de l'oxide d'argent.

D'après les expériences de Wenzel, $\frac{1}{2}$ once de son acide acétique dissout 37 $\frac{1}{2}$ grains d'oxide d'argent égal à 29 $\frac{5}{8}$ d'argent métallique.

Les rapports entre l'argent et l'acide sont comme 101 $\frac{4}{7}$ à 240.

L'argent est précipité de sa dissolution acétique par le zinc, le fer, le plomb, le cuivre et le mercure (1).

Acétate d'arsenic. L'arsenic n'est point attaqué par l'acide acétique. Son oxide blanc s'y dissout ; les cristaux qu'on obtient par évaporation ne donnent point un *acétate*, mais un oxide blanc, ce qui a lieu toutes les fois qu'on a traité l'arsenic avec des acides minéraux.

Acétate de bismuth. L'acide acétique a une action très-foible sur le bismuth, mais il dissout l'oxide. On peut obtenir ce sel en versant de l'*acétate* de potasse dans du nitrate de bismuth. Selon Wenzel, l'acide acétique dissout une plus grande quantité de bismuth métallique que de carbonate de bismuth. Une demi-once de son acide acétique peut dissoudre 4$\frac{1}{2}$ grains du premier et 1 grain du second. La dissolution a une saveur acerbe, elle est toujours avec excès d'acide. On peut l'étendre d'eau sans qu'il se forme de précipité. Elle ne cristallise point ; évaporée à siccité, il reste une masse jaune insoluble dans l'eau.

Acétate de cobalt. Le cobalt est à peine attaqué par

---

(1) Suivant Chenevix, on obtient un *acétate d'argent* en aiguilles, nacrées, grisâtres, si on emploie le vinaigre ; et blanches très-légères, très-douces au toucher si on les forme avec l'acide pur. (*Voyez* Annal. de Chimie, t. 69.) (*Note des Traducteurs.*)

l'acide acétique, mais l'oxide de ce métal se dissout facilement dans le vinaigre radical à l'aide de la chaleur. Selon Wenzel, 240 grains d'acide acétique dissolvent 108 grains d'oxide de cobalt; la couleur de cette dissolution est d'un brun foncé, donne par l'évaporation un sel qui devient bleu par la chaleur, et qui passe au rouge après le refroidissement; il attire l'humidité de l'air. La dissolution peut servir d'encre de sympathie.

Acétate de cuivre. L'acide acétique attaque lentement le cuivre; dans des vaisseaux ouverts le métal est converti en oxide et se dissout. Le carbonate de cuivre se dissout bien plus facilement. La dissolution évaporée donne l'*acétate de cuivre* en cristaux, qui sont des pyramides tétraèdres tronquées. La couleur des cristaux est d'un vert foncé; ils sont transparents, mais ils deviennent opaques et noirâtres à l'air. La pesanteur spécifique de ce sel est, d'après Hassenfratz, de 1,779. Sa saveur est désagréable, métallique. Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool; il faut 5 parties d'eau bouillante pour dissoudre une partie de ce sel; il donne à la distillation de l'acide acétique, qui contient un peu de cuivre.

Ce sel est connu sous le nom de *cristaux de cuivre*, *vert-de-gris purifié*, ou fleurs de vert-de-gris; on le prépare par affinité double. A cet effet, on verse du sulfate de cuivre dans une dissolution d'*acétate* de plomb, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité.

L'acide sulfurique se combine avec le plomb, et forme un sulfate insoluble; l'*acétate de cuivre* reste dans la liqueur que l'on fait cristalliser par l'évaporation.

Ses parties constituantes sont, d'après Proust,

Acide	61
Oxide	39
	100

(Journal de Phys., t. 41, p. 212.)

Il existe une autre combinaison semblable, c'est le vert-de-gris du commerce. On le préparoit autrefois à Montpellier et dans ses environs.

On fait fermenter les grappes avec la vinasse, et dans

cette masse fermentée, on dispose couche par couche des plaques de cuivre. Au bout de quelque temps, on enlève les plaques qu'on met dans une cave, on les arrose avec du vinaigre, et on gratte ensuite la surface, afin d'enlever le vert-de-gris. On remet ensuite les plaques dans la masse fermentée.

La théorie de ce procédé est facile à expliquer. Pour que le cuivre puisse se dissoudre dans les acides, il faut qu'il soit préalablement oxidé. Mais comme le métal ne trouve pas assez d'oxigène dans l'acide, l'air atmosphérique lui donne la quantité qui lui manque. Cette décomposition de l'air est même facilitée par la présence de l'acide.

On a amélioré ce procédé, en substituant à la grappe le marc de raisin fermenté; on économise ainsi le vin dont on se servoit pour arroser les grappes. Chaptal a décrit ce procédé. (Mém. de l'Instit., t. 1.)

On frappe le cuivre en plaques rondes, de 20 à 25 pouces de diamètre et demi-pouce d'épaisseur. On partage chaque plaque en carrés longs, de 4 à 6 pouces, et 3 pouces de largeur, dont chacune pèse 4 onces. Pour qu'elles ne s'écaillent pas, on frappe chaque morceau séparément sur une enclume; plus les morceaux sont durs, plus on les estime.

Il ne faut pas trop exprimer le marc destiné à la fabrication du vert-de-gris, parce que la quantité de vin qui s'y trouve, est regardée comme la partie active. On l'entasse après avoir pressé les raisins dans des tonneaux; on met ensuite la bonde, et on les place dans un endroit sec et aéré.

Lorsqu'on veut employer le marc pour la fabrication du vert-de-gris, on le fait fermenter. A cet effet, on le met dans d'autres vaisseaux sans fouler, de manière qu'un tonneau en remplisse deux d'une même capacité. Dans plusieurs fabriques on partage le marc d'un tonneau dans 20 à 25 pots de terre, qui ont ordinairement 16 pouces de haut et 14 pouces de diamètre, avec une ouverture de 12 pouces. Quand les tonneaux sont remplis de marc, on les couvre avec des couvercles de paille faits exprès.

On donne aux lames de cuivre qu'on emploie pour la première fois, une préparation préliminaire. Cette opération ne se pratique pas sur celles qui ont déjà servi; elle consiste, suivant M. Chaptal, à dissoudre le vert-de-gris dans l'eau, et à frotter chaque plaque avec un linge qu'on trempe dans cette dissolution. On étend les plaques l'une à côté de l'autre, et on les laisse sécher.

On s'assure si le marc est propre à la fabrication, en y couchant une plaque de cuivre qu'on y laisse ensevelie pendant vingt-quatre heures : si sa surface est également couverte de vert-de-gris, c'est le moment de former les couches; si l'on remarque au contraire des gouttes d'eau sur la surface des lames, on dit que les plaques *suent*, alors il faut différer encore le travail.

Lorsque le moment du travail est arrivé, on dispose toutes les lames dans une caisse défoncée, séparée en deux parties par le milieu, à l'aide d'un grillage de bois, parallèle au fond, sur lequel on place les lames; une brasière mise sous le grillage les chauffe fortement, à tel point que quelquefois l'ouvrier qui les manie est obligé de les prendre avec un linge pour ne pas se brûler. Du moment qu'elles ont acquis cette chaleur, on les met dans des pots de terre couche par couche avec le marc. La couche supérieure et l'inférieure sont formées par le marc; on ferme chaque pot avec son couvercle de paille et on les laisse travailler.

Au bout de deux à trois semaines on ouvre les tonneaux. On reconnoît qu'il en est temps, quand le marc blanchit; on aperçoit alors des cristaux soyeux sur la surface des lames; on rejette le marc et on met les lames au relai. Pour cet effet, on les place dans un coin de la cour sur des bâtons couchés par terre. On les met droit en les appliquant les unes contre les autres, et au bout de deux à trois jours on les trempe dans de l'eau; on les met toutes mouillées à leur première place, et on les y laisse sept à huit jours. On répète l'immersion et la dessication six à huit fois, et cela une fois par semaine; dans cette opération les plaques se gonflent, le verdet se nourrit, et il se forme une couche de vert-de-gris sur toutes les surfaces, qu'on détache aisément en raclant avec un couteau.

Chaque vaisseau, qui contient environ 40 livres de cuivre, fournit 5 à 6 livres de vert-de-gris, qu'on appelle dans le commerce *vert-de-gris frais* ou *humide*. Dans cet état, ce n'est qu'une pâte qu'on pétrit dans de grandes auges de bois. On l'introduit ensuite dans des sacs de peau blanche d'un pied de haut sur 10 pouces de diamètre, on les expose à l'air et au soleil pour dessécher le vert-de-gris. Il subit une perte de 40 à 50 pour cent, on l'appelle alors *verdet sec;* on dit qu'il est à l'épreuve du couteau, lorsque la pointe de cet instrument, plongée dans le pain du vert-de-gris, à travers la peau, ne peut pas y pénétrer. On continue d'employer les lames de cuivre, jusqu'à ce qu'elles soient entièrement usées.

A Grenoble, on humecte les lames avec du vinaigre. Chaptal a trouvé les différences suivantes entre le vert-de-gris de Grenoble et celui de Montpellier. Le verdet de Montpellier est gras, pâteux et peu soluble dans l'eau. Celui de Grenoble est plus sec, d'un bleu verdâtre et plus soluble dans l'eau; il est préférable pour la peinture. Chaptal croit expliquer la différence, en ce que le premier contient plus de carbonate de cuivre, tandis que le dernier s'approche plus de l'état de l'*acétate*.

Dans les fabriques de verdet en Allemagne, on emploie un vinaigre préparé d'un mélange d'eau, de miel et de tartre qu'on fait passer à la fermentation acide; avec ce vinaigre on arrose les lames dans des pots ou dans des bassins de cuivre, de manière qu'une partie est à découvert; on laisse séjourner le tout pendant quelque temps dans la cuve.

Analyse du verdet par Chaptal :

Cuivre	22,5
Acide acétique . .	65,15
Acide carbonique. .	8,80
Charbon.	4,35
	100

En tenant compte de la décomposition de l'acide, on auroit la proportion suivante :

Oxide de cuivre. . .	28
Acide acétique . . .	72
	100

Outre la peinture et la teinture, le verdet sert encore pour la préparation des cristaux de cuivre. A cet effet, on dissout le vert-de-gris dans du vinaigre distillé, et on fait évaporer la dissolution jusqu'à pellicule pour faciliter la cristallisation; on se sert aussi du résidu de la distillation des vins qu'on fait aigrir et qu'on distille.

Ce vinaigre distillé est porté dans une chaudière, où on le fait bouillir sur le vert-de-gris. Dès qu'il en est saturé, on laisse déposer la liqueur et on la transvase dans une autre chaudière de cuivre où s'en fait l'évaporation. Lorsque la dissolution est suffisamment rapprochée, on y plonge des bâtons qu'on attache, à l'aide d'une ficelle, à des barres de bois qui sont soutenues sur les bords de la chaudière. Les cristaux se fixent sur toute la surface des bâtons, présentant des rhombes parfaits, d'un bleu foncé et très-vif.

Proust distingue deux espèces d'*acétate de cuivre*, l'un contenant beaucoup d'acide, et l'autre très-peu.

Le premier est un sel soluble cristallisable, qui ne peut être décomposé par l'acide carbonique; il est vert ou blanc, et peut avoir un hydrate ou un oxide pour base.

La seconde variété, l'*acétate de cuivre* (au hidre), est produit accidentellement. Proust croit qu'il se forme pendant la distillation de l'*acétate de cuivre;* à mesure que celui-ci perd son eau par l'action de la chaleur, il se sublime dans la voûte de la cornue des fleurs blanches d'*acétate de cuivre;* elles se dissolvent avec la plus grande rapidité, et leur couleur passe au vert par le contact des vapeurs aqueuses.

L'*acétate de cuivre* au *minimum* d'acide, est, selon Proust, un sel d'un vert bleuâtre, insoluble dans l'eau bouillante. L'acide carbonique ne le décompose pas; d'où il suit que malgré qu'il contient moins d'acide acétique que le sel précédent, il n'y a point d'oxide en excès. On obtient ce composé en mettant de l'oxide noir ou de l'hydrate de cuivre dans une dissolution d'*acétate de cuivre*. L'acide sulfurique dégage de l'un et de l'autre l'acide acétique. Si l'on distille ce mélange, on obtient beaucoup d'eau, une quantité d'acide acétique échappe à la décomposition; la partie décomposée au contraire

opère la désoxidation du cuivre, qui n'est que partielle faute d'acide acétique, et qui est complète pendant la distillation de l'*acétate de cuivre* soluble. Si l'on traite le résidu par l'acide sulfurique étendu, l'oxide se dissout et le métal reste.

Quant au verdet, Proust ne le considère plus comme un mélange des deux sels précédents ; ses motifs sont les suivants.

Si l'on délaie le verdet dans beaucoup d'eau, il se sépare en deux parties, l'une verte et soluble, et l'autre bleue et insoluble. La dernière est cristalline écailleuse; elle épaissit les dissolutions de l'*acétate de cuivre*, et paroît y adhérer plus fortement qu'à l'eau pure ; aussi ne la filtre-t-on qu'avec difficulté. La liqueur filtrée donne l'*acétate de cuivre*. Les propriétés suivantes prouvent que ce n'est pas de l'*acétate de cuivre* au *maximum* d'acide. Sous l'eau, il se décompose successivement et passe à l'état d'oxide noir ; projeté dans l'eau bouillante, la même chose a lieu sur-le-champ.

Le verdet délayé dans l'eau se décompose quand on y fait passer un courant de gaz acide carbonique. Le liquide s'éclaircit, le dépôt perd sa couleur, diminue de volume ; on a alors un mélange de carbonate et d'*acétate de cuivre* que l'on peut facilement séparer par le filtre. Les propriétés citées ont engagé M. Proust à regarder cette substance comme un hydrate de cuivre.

Le cuivre se trouve, d'après Proust, dans le verdet à l'état d'hydrate; une partie est saturée par l'acide acétique, tandis que l'autre ne l'est pas. Ses parties constituantes sont :

Acétate de cuivre cristallisé . . .	47
Oxide noir de cuivre	23
Eau	30
	100

Et comme 100 parties d'hydrate contiennent 72 parties d'oxide et 28 parties d'eau, on a la proportion suivante :

Acétate de cuivre cristallisé. . .	47
Hydrate.	30
Eau	33
	100

La distillation de 100 grains de verdet a donné à Proust 46 grains de liquide; le résidu pesoit 40 grains; il consistoit en 37 parties de cuivre métallique et 3 parties de charbon; le liquide contenoit 36 parties d'eau et 16 parties d'acide acétique; mais cette quantité n'est pas toute celle qu'on devroit avoir: une partie est décomposée, de manière qu'un peu de carbone enlève de l'oxigène à l'oxide; pendant la distillation il se dégage 150 à 155 pouces cubes de gaz, composé à peu près de 135 pouces cubes d'acide carbonique et de 20 pouces cubes d'un gaz inflammable qui parut être un mélange de gaz hydrogène carboné et de gaz oxide de carbone.

Proust n'est point de l'avis de Chaptal, que le verdet contienne de l'acide carbonique, car il se dissout dans les acides sans effervescence.

Acétate d'étain. L'acide acétique attaque difficilement l'étain, mais il dissout bien ses oxides. La dissolution est blanche, d'une saveur douceâtre. D'après Lemery et Guyton on peut obtenir ce sel en cristaux, ce sont des prismes aciculaires.

L'*acétate d'étain* au *maximum* ne cristallise pas d'après Thomson; mais l'*acétate* au *minimum* cristallise.

Comme on mesure ordinairement le vinaigre avec des vases d'étain, Vauquelin a fait des recherches sur l'action spontanée du vinaigre sur des vaisseaux d'étain. Il trouva qu'une petite quantité d'étain étoit dissoute, ainsi qu'un peu de plomb, si le métal en contenoit un $\frac{1}{6}$; mais cela n'a lieu qu'à l'endroit du vase exposé au contact de l'air. (Ann. de Chim., t. 30.)

Acétate de fer. Le fer et ses oxides se dissolvent facilement dans l'acide acétique; suivant son état d'oxidation il se forme différents sels.

L'*acétate de fer* au *minimum* se prépare d'après Davy, en dissolvant le sulfure de fer dans l'acide acétique.

Par l'évaporation du liquide, il se forme de petits cristaux d'une couleur verte. Ce sel a une saveur douceâtre astringente; sa pesanteur spécifique est selon Hassenfratz de 1,368.

A l'air et par l'action de la chaleur on obtient l'*acétate* au *maximum*.

L'acétate de fer au *maximum* est une liqueur brune-rougeâtre incristallisable qui donne une gelée par l'évaporation ; cette masse exposée à l'air se liquéfie facilement. Lorsqu'on la dissout dans l'eau, il s'en sépare de l'oxide de fer qui retient probablement une partie d'acide acétique.

Ce dernier sel est très-fréquemment employé dans les imprimeries de toiles de coton sous le nom de *mordant de fer*. On le prépare selon Ashworth en faisant dissoudre une partie de minium, de litharge ou tout autre oxide de plomb dans 16 parties d'acide acétique à la température de l'eau bouillante. On verse la dissolution dans un vase contenant du fer, et on retire le liquide au bout de deux jours de repos. Dans quelques fabriques on emploie du sulfate de fer que l'on décompose par l'*acétate* de plomb ; on peut oxider aussi la ferraille par l'action réunie de l'air et de l'humidité, et la dissoudre dans un vinaigre impur ou dans l'acide ligneux.

En pharmacie on prépare plusieurs médicamens par la combinaison de l'acide acétique avec le fer ; il ne sera question ici que de la teinture martiale acéteuse. Voici le procédé indiqué par Klaproth. On dissout de la limaille de fer dans l'acide muriatique, et on y ajoute de l'acide nitrique jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de vapeurs rouges ; on étend la dissolution d'eau, et on la précipite par la potasse caustique. Le précipité suffisamment lavé, on le fait sécher à l'air jusqu'à ce qu'il reste une masse humide. On la met par parties dans de l'acide acétique concentré, et quand la dissolution est opérée on en ajoute une nouvelle quantité, et l'on continue jusqu'à ce que l'acide n'agisse plus. Neuf onces de la dissolution concentrée donnent avec une once d'éther acétique et deux onces d'alcool rectifié, la *teinture martiale acétique*.

Acétate de manganèse. A l'aide d'une digestion continuée, l'acide acétique dissout une petite quantité d'oxide noir ou de manganèse métallique.

La dissolution ne cristallise pas ; évaporée à siccité,

on obtient une masse déliquescente (1). (*Bergm.* Opusc. t. 2, p. 219.)

Vauquelin a employé l'acide acétique pour séparer le fer du manganèse.

Il sature un mélange des deux métaux par l'acide acétique, et il fait évaporer la dissolution jusqu'à siccité. L'acide quitte l'oxide de fer, mais reste combiné avec l'oxide de manganèse à cause de son attraction plus forte; il dissout l'*acétate* de manganèse dans l'eau, on filtre ensuite le liquide, et l'oxide de fer reste sur le filtre. Mais pour s'assurer de la séparation totale des deux métaux, cela exige des dissolutions et des évaporations répétées. On reconnoît avoir atteint ce but, lorsque le liquide est sans couleur et donne un précipité blanc avec le prussiate de potasse. (Ann. de Chim., t. 41, p. 249.)

Acétate de mercure. L'acide acétique n'agit pas sensiblement sur le mercure métallique, mais il se combine facilement avec ses oxides, et forme, d'après le degré d'oxidation, deux sels différents.

Acétate de mercure au minimum. On obtient ce sel en faisant dissoudre du mercure au *minimum* d'oxidation dans l'acide acétique bouillant, ou bien on verse une solution de nitrate de mercure au *minimum*, fait à froid, dans de l'*acétate* de potasse; on lave le précipité cristallin à l'eau froide, ou bien on le fait dissoudre encore une fois dans l'eau bouillante, et on fait cristalliser.

Lichtenberg (Annuaire pharmaceutique de Berlin, 1804) donne le procédé suivant.

On précipite le nitrate de mercure au *minimum*, fait à froid, avec beaucoup d'eau de chaux; on verse sur le précipité obtenu de l'acide acétique, et l'on chauffe; on ajoute ensuite à la liqueur chaude, de l'acide acétique concentré jusqu'à ce que tout l'oxide soit dissout; on filtre promptement, et on fait cristalliser.

Cet *acétate* cristallise en écailles minces d'un éclat d'argent. Sa saveur est âcre et métallique. A une température

(1) L'*acétate de manganèse* cristallise, d'après Chenevix, en lames rhomboïdales; il se liquéfie à une haute température. (*Note des Trad.*)

moyenne il exige 40 parties d'eau pour se dissoudre ; à la chaleur bouillante il se décompose, pourvu qu'on n'ajoute pas à la liqueur un excès d'acide. Il est insoluble dans l'alcool. Les alcalis fixes en séparent de l'oxide jaune de mercure. A la distillation sèche, il passe de l'acide acétique, de l'acide carbonique, du gaz hydrogène carboné, et à la fin du mercure métallique.

Selon Wenzel, une once de son acide acétique dissout 74 grains de mercure au *minimum* égal 169 $\frac{5}{8}$ de grains de mercure métallique ; d'après cela le mercure se combine avec l'acide le plus concentré du vinaigre dans la proportion de 240 $\frac{5}{7}$ à 240.

Acétate de mercure au maximum. On obtient ce sel en faisant dissoudre l'oxide rouge de mercure dans de l'acide acétique. Il ne cristallise pas. Evaporé à siccité, il reste une masse jaune très-déliquescente.

Ce sel, évaporé à siccité, n'est pas de l'*acétate de mercure* pur ; car dissout dans l'eau il se divise en deux parties, l'une soluble, et l'autre qui se précipite en une poudre jaune. La dernière paroît être un *acétate de mercure* oxidé avec excès de base. La partie dissoute est composée de deux sels, d'*acétate au minimum* et d'*acétate au maximum ;* au moins remarque-t-on par le refroidissement de la dissolution la séparation d'un sel en cristaux semblable à l'*acétate au minimum.* Il semble que cela a lieu comme dans beaucoup d'*acétates ;* une partie d'acide acétique se décompose, ce qui ramène une partie de mercure à un degré inférieur d'oxidation. (*Proust*, Journal de Phys., t. 36, p. 205.)

Acétate de nickel. L'acide acétique dissout avec facilité le nickel ; la dissolution donne des cristaux rhomboïdaux d'une couleur verte saturée (1).

Acétate d'or. L'acide acétique n'agit point sur l'or métallique. Si l'on précipite l'or de sa dissolution par le car-

(1) D'après Chenevix, l'*acétate de nickel* exposé au feu, laisse dégager son acide ; il devient noir, et retient, après l'opération, un peu de charbon ; il perd 6,261 sur 10,000. (*Note des Traducteurs.*)

bonate de potasse, l'oxide précipité se dissout dans l'acide acétique. Les propriétés de ce sel ne sont pas connues.

Acétate de platine. L'oxide de platine se dissout dans l'acide acétique concentré. La dissolution a une couleur jaune. Ce sel n'est pas connu.

Acétate de plomb. L'acide acétique n'attaque pas le plomb sans le contact de l'air, comme Vauquelin l'a prouvé ; mais il y a dissolution si le contact a lieu. Le plomb s'oxide, et à mesure que l'oxidation s'opère, il se dissout. Il faut distinguer deux espèces d'*acétate de plomb*, l'un acide et l'autre neutre.

Le premier est très-employé par les teinturiers et imprimeurs sur toile. On le prépare en grand avec de l'oxide ou du carbonate de plomb. La plus grande quantité d'*acétate de plomb* est préparée dans les fabriques, en faisant dissoudre le blanc de plomb dans du vinaigre distillé de bière ou de vin. On fait évaporer la solution saturée dans des chaudières de plomb, jusqu'à ce qu'une goutte qu'on laisse tomber sur une plaque de verre se prenne en masse cristalline ; on la transporte alors dans des vases de plomb ou de terre vernissée dans un endroit frais. On place alors l'*acétate de plomb* cristallisé dans des entonnoirs de bois pour l'égoutter et le faire sécher. Le liquide surnageant doit être évaporé de nouveau, et soumis à la cristallisation. En Angleterre on se sert, au lieu de vinaigre de bière ou de vin, de l'eau devenue acide, servant dans les raffineries de sucre, à laver les formes, les outils et les vaisseaux. L'eau sure des amidoniers pourroit être employée avec avantage, si l'acide phosphorique qui s'y trouve n'étoit pas nuisible, ce qui feroit perdre beaucoup d'oxide de plomb.

Dœbereiner donne le procédé suivant : il fait rougir du plomb dans un vase de fer plat, remuant toujours jusqu'à ce que ce métal soit oxidé ; il fait bouillir 36 livres de cet oxide dans une chaudière de plomb avec 60 pintes de vinaigre de bière distillé, jusqu'à ce que moitié de la liqueur soit évaporée ; le liquide restant est neutre, et

doit être décanté de l'oxide de plomb; on ajoute sur le résidu 30 mesures de vinaigre et on fait évaporer pour obtenir des cristaux.

Pontier, à Paris, emploie, selon Vauquelin, le plomb métallique (Ann. de Chim., t. 37, p. 268). Dœbereiner, en examinant ce procédé, trouva que la dissolution du plomb avoit lieu dans le vinaigre avec le contact de l'air; mais que l'opération étoit très-lente et pénible, en ce qu'on est obligé de changer trop souvent la liqueur. Si l'on vouloit cependant l'opérer en grand, l'acquisition de vases plats seroit une condition essentielle pour accélérer l'oxidation du plomb par l'oxigène de l'air.

L'*acétate de plomb* du commerce est ordinairement en aiguilles qui sont des pyramides à quatre faces, à biseaux dièdres, satinées. Vauquelin les a regardées comme des prismes à six faces, terminés par des pyramides hexagonales. Lorsqu'on fait cristalliser ce sel lentement, on obtient de très-beaux cristaux, qui sont des prismes tétraèdres dont deux faces latérales sont plus larges et deux plus étroites. La saveur de ce sel est douce, un peu astringente. En raison de sa saveur douce, on l'a appelé *sucre de plomb*.

Sa pesanteur spécifique est, selon Hassenfratz, de 2,345. Il se dissout dans l'eau et dans l'alcool. Lorsqu'il est ancien, il reste un résidu de carbonate de plomb formé par la décomposition d'une partie de vinaigre. Il rougit les couleurs bleues végétales, et agit comme un acide foible sur le papier de *curcuma*.

Tous les acides qui forment avec le plomb des sels presqu'insolubles, décomposent l'*acétate de plomb*, ainsi que les sels dans lesquels se trouvent ces acides.

La distillation de l'*acétate de plomb* offre plusieurs phénomènes remarquables, qui ont été déjà observés par Becher, ensuite par Baumé, Pluvinet, et principalement par Proust.

Le dernier distilla 160 parties d'*acétate de plomb* à une douce chaleur; il obtint 12 parties d'eau foiblement acidulée par l'acide acétique. En augmentant le feu, il passa 72 parties d'un liquide jaune, d'une odeur agréable, alcoolique, foiblement empyreumatique. Si l'on ajoute de

la chaux dans ce produit liquide, il se dégage de l'ammoniaque (1).

Lorsque le liquide est saturé par la potasse, il s'en sépare, au bout de 24 heures, un tiers d'huile d'une forte odeur, et nageant à la surface. Si, après avoir séparé l'huile, on distille le liquide à une douce chaleur, les huit premières parties qui passent ont une pesanteur spécifique de 0,81. Ce liquide mêlé avec de l'eau, ressemble à l'alcool. Il a une forte odeur, et sa volatilité est moindre que celle de l'éther. En y approchant une bougie allumée, elle brûle rapidement avec flamme blanche.

L'acétate de plomb est composé, d'après Thenard, de

Oxide de plomb.	58
Acide acétique	26
Eau.	16
	100

Pour la fabrication en grand du sucre de plomb, voyez *Demachy*, *Ferber* (Histoire minérale de différents pays, tome 1, page 357); *Weber et Pontier* (sur la Fabrication du sucre de plomb en Hollande).

Depuis long-temps on avoit remarqué dans les fabriques un autre sel cristallisé en lames, dont la nature n'étoit pas connue, et qui étoit rejeté par les fabricants. Vauquelin en a fait l'analyse, et a trouvé que c'étoit un *acétate de plomb* neutre. Il forma un sel semblable, en faisant bouillir 100 parties d'*acétate de plomb*, avec 150 parties de litharge privée de tout acide carbonique (2).

Ce sel neutre a une saveur moins sucrée, cristallise en lames, se dissout dans le vinaigre, et donne par l'évaporation des aiguilles. Il est un peu efflorescent à l'air, et bien moins soluble dans l'eau.

La solution est abondamment précipitée par l'acide carbonique; le précipité est très-blanc, et pourroit donner une belle céruse.

(1) Trommsdorf a annoncé (*voyez* Annal. de Chimie, vol. 58) que les *acétates* purs distillés ne donnent ni ammoniaque, ni acide prussique. (*Note des Traducteurs.*)

(2) Bulletin de la Société Philomatique, n° 77.

Cent parties contiennent, d'après Thenard,

Oxide de plomb.	78
Acide acétique	17
Eau	5
	100

Au reste, Schéele avoit déjà prouvé (*voyez* ses Mémoires, tome 2, page 444) que l'acide acétique pouvoit se combiner avec un excès d'oxide de plomb, et que cet excès étoit précipité par l'acide carbonique.

Basse a fait encore quelques remarques sur les combinaisons de l'acide acétique avec le plomb. (Journ. de Chim., t. 5, page 126.)

Si l'on fait bouillir le sucre de plomb avec la litharge bien pulvérisée, dans la proportion de 16 à 7, dans une quantité suffisante d'eau, la litharge se dissout presqu'entièrement. La solution filtrée et évaporée jusqu'à consistance syrupeuse ne cristallise pas; c'est ce qu'on appelle *extrait de Saturne*.

Si au lieu de litharge on emploie le *minium*, il ne se dissout presque rien, mais il est converti en une poudre d'un blanc rougeâtre. Le blanc de plomb pur, et le précipité obtenu du sucre de plomb par le carbonate de soude, ne se dissolvent pas non plus dans l'*acétate de plomb*.

Si l'on ajoute la litharge au sucre de plomb, dans la proportion de 2 à 1, au lieu de 7 à 16, il se forme pendant l'ébullition avec l'eau, une masse blanche difficile à dissoudre, semblable au blanc de plomb.

Acétate de titane. L'acide acétique concentré dissout facilement le *titane*, au *minimum* d'oxidation; la dissolution ne cristallise pas, mais donne par l'évaporation une masse gélatineuse.

Acétate d'urane. L'oxide d'urane se dissout aisément dans l'acide acétique; si l'on fait évaporer la dissolution, il se forme des cristaux d'un beau jaune de topaze, qui sont des prismes tétraèdres réguliers. On peut en dégager l'acide, à l'aide du calorique.

Acétate de zinc. Le zinc se dissout facilement, et avec

dégagement de gaz hydrogène dans l'acide acétique. Si l'on évapore le liquide, le sel cristallise, phénomène qui avoit déjà été observé par Glaubel. Les cristaux sont des tables à six faces, ayant l'aspect du talc. Ce sel reste sec à l'air; au feu l'acide se volatilise et entraîne une partie d'oxide de zinc. Sur les charbons, ce sel brûle avec flamme bleue, et laisse un oxide jaune. Les alcalis le décomposent, et en précipitent un oxide blanc (1).

Selon Wenzel, une demi-once de son acide dissout 31 grains de zinc métallique; il en conclut que les rapports de zinc et de l'acide sont comme 196 $\frac{5}{6}$ à 240.

ACIDE. Acidum. *Saeure.*

On appelle *acides* des corps qui ont une saveur aigre qu'on ne peut décrire d'une manière particulière. Les *acides* ont la propriété de rougir les couleurs bleues végétales. Si ces couleurs sont verdies par les alcalis, les *acides* leur rendent la couleur bleue. Ils se combinent avec l'eau en toutes proportions, et forment, avec les alcalis, les terres et les oxides métalliques des composés qu'on appelle *sels*.

La nature nous offre un grand nombre de substances qui possèdent la plupart de ces propriétés.

On a cherché la cause de l'acidité dans un principe général. Les uns ont adopté une *matière acidifiable;* les autres un *acide général*, dont les autres *acides* sont des modifications. Schéele soupçonna que les *acides* tenoient leurs propriétés caractéristiques de l'*air igné* (2); et Lavoisier a cherché à prouver, par une série d'expériences, que l'oxigène (base de l'air igné de Schéele) étoit le principe acidifiable, qui, en se combinant avec certaines substances appelées *bases acidifiables* ou *radicaux*, formoit des *acides*, et que les *acides* perdoient leur propriété *acide* lorsqu'on leur enlevoit ce principe.

Ce principe n'est pas *acide*, mais certains corps avec lesquels il se combine, acquièrent le caractère de l'aci-

(1) L'*acétate de zinc* se liquéfie d'après Chenevix dans son eau de cristallisation. (*Note des Traducteurs.*)

(2) Je suis tenté de croire que l'air igné est composé de phlogistique et d'un principe *acide* très-subtil, et il est probable que tous les *acides* acquièrent leur origine de cet air igné. (Mémoires de Schéele, t. 1, p. 211.)

dité, ce qui n'a pas lieu avec d'autres. La plupart des métaux, par exemple, ne deviennent pas *acides* par leur union avec l'oxigène; mais ils passent à l'état d'oxide. L'union de l'hydrogène avec l'oxigène donne de l'eau, et non pas un *acide*.

Il ne faut cependant pas croire que les chimistes aient réussi à démontrer l'oxigène comme partie constituante de tous les *acides*. Les *acides* muriatique, boracique et fluorique, ne sont pas encore décomposés. On n'a fait que supposer l'oxigène dans ces corps. Il est encore très-douteux si l'oxigène fait partie constituante de l'*acide* prussique. L'hydrogène sulfuré qui a des propriétés *acides*, ne contient pas d'oxigène. On peut donc considérer l'oxigène comme un corps qui engendre les *acides* dans beaucoup de cas; mais on ne peut pas en conclure que, si une substance est *acide*, elle doit contenir de l'oxigène.

Les bases acidifiables peuvent se combiner en diverses proportions avec l'oxigène; il peut exister entre la base et l'oxigène une proportion telle, que la première peut prendre une plus grande quantité d'oxigène, ou bien elle en est saturée. La proportion de l'oxigène entre la base, a une influence sur les propriétés de l'*acide*. Il faut, d'après cela, adopter deux modifications d'*acide*, et exprimer leur valeur. Dans la nomenclature française, on les désigne par la dernière syllabe. Tous les noms des *acides* dont les bases sont saturées par l'oxigène, se terminent en *ique*; dans le cas contraire, ils se terminent en *eux*: comme *acide* sulfurique et phosphorique, tandis que la seconde modification où la base n'est pas saturée, est nommée *acide* sulfureux, *acide* phosphoreux.

En allemand, on exprime les premiers par *acide parfait*, et les derniers par *acide imparfait*. En latin, la terminaison française *ique* est convertie en *icum*, et la terminaison *eux* en *osum*, comme *acidum sulfuricum*, *acidum sulfurosum*.

On a distingué encore une troisième modification, dont l'*acide* muriatique nous donne un exemple. Il peut se combiner comme radical avec deux proportions différentes d'oxigène. Le premier degré est désigné par les Français par le mot *oxigéné*, et le second par le mot *sur-oxigéné*.

Tous les *acides* ne se trouvent pas dans ces différents

états de modification; plusieurs sont toujours constants dans leur manière d'être, de sorte qu'on ne pourroit pas prouver s'ils sont saturés ou non saturés d'oxigène. Si l'on expose plusieurs *acides* dont le radical n'est pas simple à l'action de l'oxigène, ils subissent des changements extraordinaires dont il faut chercher la cause non seulement dans l'accumulation de l'oxigène, mais dans le changement de proportion des parties constituantes du radical.

Les *acides* étoient autrefois divisés, d'après les trois règnes, en *acides* minéral, végétal et animal. Cette classification est cependant très-vague, parce que plusieurs de ces *acides* se trouvent dans tous les trois règnes. La division des *acides* est plus convenable en ceux dont la nature est inconnue et ceux dont la nature est connue. Les derniers peuvent être subdivisés en *acides* oxigéné et à radical simple, et en *acides* à radical composé, et en *acides* dont le radical contient deux ou plusieurs parties constituantes.

Les *acides* dont la nature est inconnue sont les *acides* muriatique, boracique et fluorique. Les *acides* dont le radical est indécomposé, sont l'*acide* phosphorique, phosphoreux, sulfurique, sulfureux, nitrique, nitreux, oximuriatique et carbonique. On pourroit encore placer ici les *acides* métalliques, que l'on range cependant aujourd'hui parmi les oxides, excepté les *acides* arsenique et chromique.

Les *acides* qui sont composés d'oxigène et d'un radical à deux éléments, le carbone et l'hydrogène, sont les *acides* oxalique, tartarique, citrique, muqueux, gallique, sébacique, acétique, benzoïque, succinique, mellitique, camphorique, subérique, moroxalique et kinique.

L'*acide* urique appartiendroit seul à la dernière classe (ayant pour radical outre l'hydrogène et le carbone, de l'azote). On pourroit en exclure l'*acide* prussique, qui diffère des *acides* par beaucoup de propriétés essentielles, si on le considéroit comme un composé particulier. L'hydrogène sulfuré pourroit être aussi un composé *sui generis*.

Plusieurs des *acides* à radicaux composés peuvent être convertis les uns dans les autres; ils ont les mêmes principes, mais dans une autre proportion et autrement com-

binés. Il faut envisager ces *acides* comme des substances dans lesquelles l'oxigène s'est réuni à un composé. Il importe de savoir comment les principes sont combinés, et l'on ne doit pas chercher non seulement la différence dans la proportion, mais bien encore dans le degré de densité.

Il y a deux objets dans les *acides* qu'il ne faut pas confondre ensemble : *force* et *puissance*. Un *acide* peut être combiné avec une plus ou moins grande quantité d'*acide*; en conséquence la quantité d'*acide* réel qui agit doit être différente. Dans ce cas on dira d'un *acide*, il est plus ou moins fort. La *puissance* d'un *acide* dépend de la faculté qu'il a de déplacer un autre *acide* de ses combinaisons. A cet égard, l'*acide* sulfurique surpasse tous les *acides*, au moins par la voie humide.

Acide acéteux et acétique. Acidum aceticum. *Essigsœure.*

Le vinaigre n'est pas de l'*acide acétique*, mais l'*acide* s'y trouve mêlé à d'autres substances. La distillation donne le moyen de le séparer.

On se sert à cet effet d'un grand alambic de cuivre bien étamé, muni d'un chapiteau et d'un refrigérant d'étain. Il seroit plus convenable de se servir d'un alambic d'étain, et mieux encore d'un appareil en verre, parce que les vapeurs acéteuses dissolvent une petite quantité d'étain.

On remplit l'alambic au $\frac{7}{8}$ d'un bon vinaigre, et l'on distille par un feu gradué. Quelques-uns recommandent d'ajouter au vinaigre un peu de charbon pour éviter l'odeur empyreumatique, mais on peut s'en dispenser en donnant un feu vif, et en ne poussant pas trop loin la distillation. Le liquide qui passe le premier, a une odeur agréable, éthérée, ensuite un peu acide, formant environ $\frac{1}{10}$ du total qu'on sépare. Le produit devient après de plus en plus acide; alors, c'est l'*acide acétique* mêlé de parties aqueuses.

Lorsqu'on a obtenu environ $\frac{7}{8}$ de produit, ce qui passe ensuite, acquiert peu à peu l'odeur et la saveur empyreumatique. Le mucilage et la matière extractive, sont décomposés par le calorique, d'où provient l'huile empyreumatique; cette décomposition est plus prompte quand on donne d'abord un trop grand coup de feu. On peut

cependant diminuer cette odeur en laissant séjourner le produit pendant quelques jours sur du charbon en poudre.

Il reste dans l'alambic un résidu brun, appelé autrefois *sapa aceti*; il contient une très-grande quantité d'*acide acétique* concentré.

Si l'on distille cette masse dans une cornue avec un peu de charbon, on obtient un liquide empyreumatique d'une couleur jaune. On peut lui enlever, par distillations répétées, sa couleur et son odeur.

Le vinaigre distillé, soit qu'il provienne du vinaigre de bière, de fruits ou de vin, possède les mêmes propriétés. C'est un liquide clair, sans couleur, d'une odeur et d'une saveur agréables, et presque toujours moins *acide* que le vinaigre ordinaire; car l'eau possédant presque le même degré de volatilité, la distillation ne peut la séparer du vinaigre.

On a essayé plusieurs moyens pour priver d'eau l'*acide acétique*; ils se réduisent à deux.

On expose le vinaigre à la gelée, ou bien on sature le vinaigre avec une base salifiable; on fait évaporer jusqu'à siccité, et on déplace l'*acide acétique* par un autre *acide*.

Les anciens chimistes employoient le premier procédé. On expose le vinaigre à la gelée, jusqu'à ce qu'il se forme une couche de glace. On l'enlève et on expose de nouveau le vinaigre; ce que l'on répète jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de glace. Geoffroy concentra tellement le vinaigre par la gelée, que deux gros de cet *acide* exigeoient 44 grains de potasse, tandis que le vinaigre avant sa concentration, n'en pouvoit saturer que six grains. Le vinaigre ainsi concentré n'est cependant pas de l'*acide acétique* pur, puisqu'il contient des matières extractives, mucilagineuses, etc. Selon Lowitz, on peut enlever ces substances en distillant cet *acide* sur du charbon en poudre dans une cornue au bain-marie. A mesure que la distillation s'opère, on augmente la chaleur jusqu'à passer le degré de l'eau bouillante. Ce produit est alors de l'*acide acétique* très-concentré, qui à la température de 34 degrés au-dessous de o centig., cristallise presqu'en entier.

Ce procédé a l'inconvénient de ne pouvoir être employé

en tout temps ; il devient aussi dispendieux, parce qu'une certaine quantité de l'*acide* reste avec l'eau.

Le deuxième procédé est le plus ordinairement suivi. Dans le principe, on employoit le vert-de-gris ; à cet effet, on introduit cette substance dans une cornue, et on chauffe jusqu'à ce que le fond soit rouge. L'*acide* contient presque toujours du cuivre, qu'il faut séparer par des distillations répétées à une douce chaleur ; on ne retire en général que très-peu d'*acide* par ce moyen. Le résidu est du cuivre presqu'entièrement désoxidé.

Selon Proust (Journ. de Phys., t. 56, p. 201), on retire de 100 parties d'acétate de cuivre, 50 à 51 d'*acide*. Mais comme 100 parties d'acétate de cuivre contiennent 61 à 62 parties d'*acide*, il y a 10 parties de perte qui se décomposent, d'où provient le charbon disséminé dans le résidu. Si l'on distille 100 parties d'acétate de cuivre, avec 58 d'*acide* sulfurique de 1,83, on peut obtenir 54 parties d'*acide acétique* de 1,06, l'eau étant à 1,00. Avec 64 parties d'*acide* sulfurique, on obtient 59 parties, et avec 72, on a 62 parties d'*acide acétique* d'une même pesanteur spécifique On voit par-là que ni l'eau, ni l'*acide* sulfurique ne contribuent à l'augmentation du poids de l'*acide acétique*, puisqu'il a toujours la même pesanteur spécifique ; l'eau contenue dans l'*acide* reste dans le résidu. L'*acide acétique* ainsi obtenu, est mêlé à une très-petite quantité d'*acide* sulfureux, qui devient insensible lorsqu'on expose l'*acide* à l'air pendant 3 ou 4 jours, dans un vase couvert de papier gris.

Klaproth a obtenu de 12 onces d'acétate de cuivre desséché à une douce chaleur, 5 onces et 3 gros d'*acide acétique* cuivreux, qui donna par une rectification 5 onces 2 gros d'*acide* pur ; il resta 7 onces 3 gros ½ de cuivre désoxidé (1).

Stahl est le premier qui ait indiqué la décomposition de

(1) MM. Derosne frères ont distillé 41 livres et demie de verdet, dont ils ont retiré 20 livres 5 onces d'*acide acétique* ; ils ont remarqué que les dernières portions qu'on avoit toujours regardées comme les plus chargées d'*acide*, l'étoient beaucoup moins. Ils en ont retiré une liqueur éthérée en la soumettant à une nouvelle distillation, après l'avoir saturée par la potasse ; cette liqueur est soluble en toute proportion dans l'eau. M. Chenevix annonce qu'elle est composée d'*acide acétique* et d'alcool. (*Note des Traducteurs.*)

l'acétate de potasse par l'*acide* sulfurique, pour se procurer l'*acide acétique* concentré.

Le procédé de Westendorf ne diffère de celui de Stahl, qu'en ce qu'il emploie l'acétate de soude, parce que, selon lui, l'acétate de potasse convertit plutôt l'*acide* sulfurique en *acide* sulfureux; peut-être cela provient-il de ce que l'acétate de soude contient une plus petite quantité de base; l'*acide* sulfurique pénètre alors plus facilement la masse, on craint moins qu'une partie de l'acétate ne se brûle, et qu'avec le charbon que l'on obtient, il ne se forme de l'*acide* sulfureux : on ne peut cependant pas entièrement empêcher sa formation. Un autre avantage de l'acétate de soude, est de rester sec, tandis que l'autre sel s'humecte en l'introduisant dans la cornue.

D'après Westendorf, on verse sur 2 parties d'acétate de soude, 1 partie d'*acide* sulfurique concentré; on adapte à la cornue un ballon spacieux, et on distille au bain de sable jusqu'à siccité. Si l'*acide acétique* contient de l'*acide* sulfurique, on le rectifie sur de l'alumine ou du charbon.

Au lieu d'obtenir l'*acide acétique* concentré par la gelée, la Pharmacopée de Berlin donne le procédé suivant. On sature 16 onces de carbonate de potasse avec du vinaigre distillé, on fait évaporer la liqueur jusqu'à 40 onces; on la verse dans une cornue de verre, et on y ajoute 12 onces d'*acide* sulfurique concentré, étendu préalablement de 8 onces d'eau. On passe encore dans le col de la cornue 4 onces d'eau; et afin d'empêcher la formation de l'*acide* sulfureux, on ajoute 4 onces d'oxide noir de manganèse. On adapte ensuite un récipient, et on distille au bain de sable jusqu'à siccité.

Pour préparer le vinaigre radical, la même Pharmacopée donne le procédé suivant.

On prend 12 onces de sulfate de potasse réduit en poudre, on verse dessus un mélange de 6 onces d'*acide* sulfurique concentré et de 18 onces d'eau que l'on fait évaporer jusqu'à siccité; on y mêle ensuite 9 onces d'acétate de potasse desséché, et demi-once d'oxide de manganèse. On introduit le mélange dans une cornue de verre, et on distille au bain de sable ou à feu nu, mais très-doux.

L'acétate de plomb, traité par l'*acide* sulfurique, donne

un *acide acétique* concentré qui peut être pur lorsqu'on opère avec précaution.

Trommsdorf, dans son Dictionnaire pharmaceutique, propose le procédé suivant.

On introduit, dans une cornue, 4 livres d'acétate de plomb desséché et pulvérisé ; on verse dessus un mélange de 18 onces 6 gros d'*acide* sulfurique de 1,88 et de 29 onces d'eau, et l'on distille. Comme le produit retient un peu d'*acide* sulfureux, on peut l'en débarrasser en le faisant digérer sur $\frac{1}{24}$ de son poids d'oxide de manganèse ; on ajoute alors de l'acétate de barite jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité, et on rectifie de nouveau. On obtient par ce procédé 62 onces d'*acide acétique* pur d'une pesanteur spécifique de 1,056, pouvant avec 2 gros saturer 1 gros de potasse pure.

Badollier, pharmacien à Chartres, a proposé de faire l'*acide acétique* concentré, en broyant ensemble parties égales de sulfate de cuivre et d'acétate de plomb, et de soumettre le tout à la distillation. (Annal. de Chimie, nº 109, p. 111.)

Darracq a conseillé l'emploi du muriate de chaux pour la concentration de cet *acide*. A cet effet, il verse dans une cornue tubulée du vinaigre ordinaire, il ajoute ensuite du muriate de chaux calciné. On obtient pour produit un liquide clair qui forme des stries sur les parois du ballon. Il rectifie encore trois ou quatre fois l'*acide* obtenu sur du muriate de chaux ; il passe alors de l'*acide acétique* concentré. Cet *acide* porte le nom de vinaigre radical, alcool ou esprit de vinaigre.

Lorsque l'*acide acétique* est privé d'eau, il cristallise à une basse température. Le marquis de Courtenvaux est le premier qui lui ait reconnu cette propriété. Il retira cet *acide* de l'acétate de cuivre, et il remarqua qu'il se formoit, par un feu gradué, différents produits. De sept fractions de ce liquide, les premières étoient sans couleur, et les dernières exigeoient une plus grande quantité d'alcali pour être saturées. La dernière portion d'*acide* étoit d'un beau vert, et avoit une pesanteur spécifique moindre, quoiqu'il fût plus *acide* que les précédents. Il est susceptible de se convertir en une masse solide ; ce phénomène a principalement lieu lorsqu'on le rectifie à un feu doux,

ce qui lui enlève sa couleur verte et augmente sa concentration. Dans ce cas, il cristallise dans le récipient en grandes lames ou en aiguilles. Ce produit, qu'on peut appeler *vinaigre glacial*, passe à l'état liquide à la température de 13 à 14 au-dessus de o. *Voyez* Encycl. méth. Chim., t. 1, p. 26.

Lowitz a fixé l'attention sur cette observation. Il fit concentrer cet *acide* par la gelée jusqu'au point de cristallisation; il distilla le résidu liquide au bain-marie, recueillit la dernière partie, la fit geler de nouveau, et rectifia sur du charbon en poudre, afin de lui enlever sa saveur empyreumatique. Cet *acide* cristallise à 34 degrés au-dessous de o centig. Ces cristaux se liquéfient à la chaleur; ils ont une odeur pénétrante d'*acide acétique*. On parvient à faire passer le liquide en une masse blanche semblable au camphre à 3 degrés au-dessus de o centig.

Ce procédé n'étant pas praticable dans nos climats, Lowitz a proposé un autre procédé. On prend 3 parties d'acétate de soude desséchée qu'on mêle avec 8 parties de sulfate *acide* de potasse; on distille le mélange dans une cornue au bain de sable. L'*acide* passe assez facilement, malgré que l'on n'emploie qu'une foible chaleur; on obtient, lorsque cet *acide* est concentré et pur, presque deux parties d'*acide*.

Ses propriétés sont d'être à l'état de gaz, au moins on est autorisé à regarder l'*air acide végétal de Priestley*, comme un *acide acétique* gazeux. Mais on ne l'a pas encore examiné dans cet état; c'est sous celui de liquide qu'il est généralement connu, étendu d'une plus ou moins grande quantité d'eau.

Avec le *minimum* d'eau, il forme à une température de 3 degrés (centig.) des cristaux de figures dendritiques et en barbe de plumes, ou bien il est en masse compacte, transparente, rayonnée. L'*acide* cristallisé exige au moins une chaleur de 59 degrés de Fahr. pour devenir liquide.

Sa pesanteur spécifique à l'état du vinaigre glacial est, d'après Lichtenberg, de 1,055. L'*acide* concentré, provenant de l'acétate de plomb et de l'acétate de cuivre, est de 1,075. En conséquence, le vinaigre glacial, quoique plus fort en *acide*, n'est que de 0,020 spécifiquement plus

léger que les autres; cette différence avoit déjà été remarquée par Courtenvaux (1).

L'acide acétique concentré est inflammable. Si on le chauffe préalablement à la flamme d'une bougie, et qu'on le touche avec un papier enflammé, il brûle d'une flamme bleue. Courtenvaux a aussi annoncé ce fait.

Lorsqu'on fait passer l'*acide acétique* en vapeurs à travers un tube de verre très-chand, l'*acide* n'est point décomposé; il n'acquiert qu'une saveur et une odeur empyreumatiques. Mais si l'on se sert d'un tube de fer rouge, il se décompose en gaz *acide* carbonique et en gaz hydrogène carboné; il ne se forme ni huile ni *acide* empyreumatique. (*Trommsdorf,* Journal de Chimie, t. 5, p. 573.)

Si l'*acide acétique* est combiné avec une base, la décomposition s'opère facilement.

L'acide acétique est très-caustique, ronge la peau, s'unit aux bases salifiables, forme des sels; il se combine aussi avec beaucoup de substances végétales, telles que le mucilage, le sucre, le camphre, les huiles, etc.; avec les huiles volatiles, il forme un *acide* aromatique.

Les *acides* sulfurique et nitrique le décomposent; il dissout l'*acide* boracique et absorbe l'*acide* carbonique.

Quelques chimistes français ont cru devoir faire une différence d'oxigénation entre le vinaigre distillé et l'*acide* provenant d'un acétate; ils ont nommé le premier *acide acéteux*, et le second *acide acétique*.

Berthollet (Mém. de l'Acad., 1783) pensoit à cette époque que l'oxide de cuivre de l'acétate se trouvant, après l'opération, à l'état métallique, avoit cédé une quantité d'oxigène à l'*acide*. Ce chimiste n'admet plus maintenant cette idée. (*Voyez* sa Statiq. chim., t. 2, p. 243.)

Cette opinion fut adoptée de plusieurs chimistes, jusqu'à ce qu'Adet vint élever des doutes par ses expériences. Il remarqua dans la distillation de l'acétate de cuivre, que les produits n'étoient pas seulement de l'*acide*

(1) L'*acide acétique* le plus pur et le plus concentré est celui, d'après M. Chenevix, qui est retiré de l'*acétate* d'argent par distillation. (*Note des Traducteurs.*)

et de l'eau ; mais qu'il se formoit de l'*acide* carbonique et du gaz hydrogène carboné, et que le résidu étoit un mélange de cuivre et de carbone. Il vit ensuite que l'*acide acéteux*, distillé sur de l'oxide de manganèse, n'absorboit pas d'oxigène, et que l'action du vinaigre, distillé sur les métaux, étoit semblable à celle de l'*acide* provenant des acétates. Il conclut de ses expériences que la différence des deux *acides* n'existe que dans l'état de concentration.

Chaptal (Annal. de Chim., t. 28, p. 150) a présenté une opinion différente. Il a cherché à prouver que les deux *acides* se distinguoient par des caractères particuliers, quoiqu'au même degré de concentration. Il a conclu de l'action de l'*acide* sulfurique sur les deux *acides* et de la quantité de carbone qui reste après la distillation de l'acétate de potasse, fait avec l'un et l'autre *acide*, que le vinaigre distillé contenoit moins de carbone, ce qui, selon lui, étoit la cause de la différence des deux *acides*.

Dabit de Nantes (Annal. de Chim., t. 37, p. 66) admet aussi une différence dans les deux *acides* : il croit l'avoir trouvée dans la quantité d'oxigène que lui a paru contenir le vinaigre radical. Il distilla un mélange d'acétate de potasse et d'*acide* sulfurique, et il obtint un produit semblable au vinaigre radical; mais lorsqu'il substitua à l'*acide* sulfurique le muriatique, le produit ne différoit pas du vinaigre distillé. En ajoutant au dernier mélange un peu d'oxide de manganèse, il assure avoir obtenu un vinaigre radical. Dans ces expériences, il n'y eut que de l'*acide* carbonique de dégagé.

Darracq (Annal. de Chim., t. 41, p. 264) a levé tous les doutes sur cet objet. Il a prouvé que les deux *acides* étoient identiques, et que la différence n'étoit que dans le degré de concentration.

Il examina aussi l'assertion de Chaptal. Après avoir saturé parties égales de potasse ou de soude par le vinaigre distillé ou par le vinaigre radical, et après avoir desséché le sel, il trouva les mêmes produits et une même quantité de carbone. Les deux *acides*, ramenés à une même pesanteur spécifique, ont donné avec les bases des sels semblables.

Proust (Journ. de Physiq., t. 56) a obtenu les mêmes

résultats, et en a tiré les mêmes conséquences que Darracq. Les chimistes ne sont pas encore d'accord sur les parties constituantes et les proportions de cet *acide*.

Higgins (Higgins on acetous acid., p. 26) a cherché à déterminer les rapports des principes dans l'*acide acétique*. Il soumit 7680 grains d'acétate de potasse à la distillation; il obtint :

	grains.
Potasse	3862,994
Gaz *acide* carbonique. . . .	1473,564
Hydrogène carboné	1047,6018
Résidu charbonneux	87
Huile.	180
Eau	340
	6982,1598 grains.

Si l'on compte que 29,1 grains de gaz oxigène contenus dans l'air des vaisseaux ont disparu, la perte totale seroit de 726,9462 grains.

Higgins attribue cette perte à une partie d'eau et d'huile dissoute dans les gaz qui s'étoient déposés. Il évalue la quantité d'eau perdue à 700 grains, et celle de l'huile à 29,9402 grains.

Comme dans l'acétate toute la potasse est restée, il s'ensuit que l'*acide* est converti en *acide* carbonique, gaz hydrogène carboné, en charbon, en huile et en eau; tous ces produits sont composés d'oxigène, d'hydrogène et de carbone.

Il conclut que 100 parties d'*acide acétique* sont composées de

Oxigène.	50,19
Hydrogène. . . .	13,94
Carbone	35,87
	100,00

Il ne faut pas cependant regarder ces rapports comme certains; des expériences les plus exactes, faites à la manière de Higgins, ne pourroient déterminer les proportions, puisqu'on ne connoît pas encore celles de l'huile

empyreumatique et de quelques autres produits, dont les proportions sont même variables.

Suivant Proust, l'azote fait partie constituante de l'*acide acétique*. Il a obtenu du résidu de la distillation de l'acétate de potasse, un prussiate; l'acétate de plomb distillé a donné pour produit quelques traces d'ammoniaque.

Trommsdorf n'a pas eu les mêmes résultats en distillant des acétates purs; il obtint du gaz acide carbonique, du gaz hydrogène carboné, une liqueur éthérée, combinée avec un peu de vinaigre et une huile empyreumatique.

La liqueur éthérée avoit beaucoup de propriétés de l'éther, mais en différoit en ce qu'elle se mêle à l'eau en toute proportion. On peut la regarder comme une substance intermédiaire entre l'éther et l'alcool. Sa pesanteur spécifique est de 0,75; sa combustion donne de l'eau et de l'*acide* carbonique.

Rose, qui a distillé plusieurs fois de l'acétate de potasse, n'a pu découvrir aucune trace d'ammoniaque.

La fermentation n'est pas le seul moyen qui donne de l'*acide acétique;* les substances fades, mucilagineuses, extractives en donnent aussi par les *acides* sulfurique, nitrique et muriatique oxigéné, d'après Fourcroy et Vauquelin. Cette formation d'*acide acétique* peut être considérée comme la limite du changement des substances végétales. Proust assure que cette formation d'*acide acétique* ne lui a pas réussi. Il faut attendre d'autres expériences pour fixer les idées sur ce point.

L'*acide acétique* se forme aussi par l'action du feu sur les substances organiques dans la distillation. Les principes des corps s'unissent en d'autres proportions, ce qui détermine la formation de l'*acide acétique*. Enfin, une espèce particulière de fermentation qui ne suppose pas un liquide vineux, mais qui peut avoir lieu dans d'autres liqueurs, qui, par sa décomposition, ressemble à la putréfaction, favorise la formation de l'*acide acétique:* c'est la fermentation qui se manifeste dans plusieurs substances végétales, dans quelques liqueurs animales abandonnées à elles-mêmes, comme dans l'urine. (Voyez *Fourcroy*, Système des Connoiss. chimiq., t. 8, p. 190.)

Acide amnique. Acidum amniaticum. *Amnische sœure.*

Si l'on fait évaporer lentement la liqueur d'amnios de la vache jusqu'à un quart de son volume, il s'en sépare par le refroidissement des cristaux blancs brillants, que Vauquelin et Buniva ont reconnus pour être un *acide* particulier, auquel ils ont donné le nom d'*acide amnique*. Ces cristaux ont les propriétés suivantes : une saveur *acide*, foible, rougissant la teinture du tournesol; peu solubles dans l'eau froide, et beaucoup dans l'eau bouillante. On obtient, par refroidissement de cette solution, des cristaux; l'alcool les dissout, surtout à l'aide du calorique.

Cet *acide* s'unit aux alcalis caustiques, et donne des sels très-solubles dans l'eau. Si l'on ajoute à la solution de ces sels un *acide* quelconque, on en précipite l'*acide amnique* sous la forme de petits cristaux blancs pulvérulents.

Les carbonates alcalins ne sont pas décomposés par l'*acide amnique* à la température ordinaire, mais on opère leur décomposition à l'aide du calorique.

La solution des terres alcalines, les nitrates d'argent, de plomb et de mercure n'éprouvent aucun changement par cet *acide*.

Quand on chauffe fortement l'*acide amnique*, il se forme une écume et il exhale l'odeur d'ammoniaque et d'*acide* prussique; il reste un charbon volumineux.

Ces propriétés font voir que l'*acide amnique* diffère de tous les autres, et qu'on peut le regarder comme un *acide* particulier. Il a quelques propriétés, il est vrai, de l'*acide* sacholactique et quelques-unes de l'*acide* urique; mais le premier ne donne pas d'ammoniaque à la distillation; si, avec le second, on en obtient ainsi que de l'*acide* prussique, l'*acide amnique* en diffère encore par une plus grande solubilité dans l'eau chaude, par sa propriété de cristalliser en aiguilles longues brillantes, et de se dissoudre dans l'alcool chaud. (Annal. de Chim., t. 33, p. 269.)

Acide arsenique. Acidum arsenicum. *Arsenik sœure.*

Pour préparer cet *acide*, on fait dissoudre 3 parties

d'*oxide* blanc d'arsenic dans 7 parties d'*acide* muriatique ; on ajoute à la solution 5 parties d'*acide* nitrique, et l'on distille le mélange dans une cornue, jusqu'à ce qu'il reste une masse blanche que l'on fait rougir : c'est l'*acide arsenique*.

Ce procédé est de Schéele. Bucholz l'a réformé, vu la trop grande quantité d'*acide* muriatique dont on se sert. Il emploie 2 parties d'*acide* muriatique de 1,200, 8 parties d'oxide blanc d'arsenic, et 24 d'*acide* nitrique de 1,25. On fait bouillir le mélange jusqu'à ce que tout l'oxide soit dissout, et qu'il ne se dégage plus de gaz nitreux. On fait ensuite évaporer dans un creuset, et lorsque la matière est sèche, on la fait rougir. On ne doit tenir que peu de temps la masse au rouge; car une chaleur forte et long-temps continuée, décompose une partie de l'*acide arsenique*, et il passe à l'état d'oxide blanc.

Par ce procédé, l'oxide d'arsenic se combine avec une plus grande quantité d'oxigène; cent parties de cet *acide* contiennent, suivant Proust, arsenic 65,4, oxigène 34,6. Les mêmes résultats ont été trouvés par Rose. (Journal de Physique, t. 53, p. 94.) On peut encore former cent parties d'*acide arsenique* avec 86,97 parties d'oxide blanc d'arsenic, et 13,03 d'oxigène.

L'*acide arsenique* est blanc, en masse compacte, presque sans saveur. Il est très-fixe, beaucoup plus que l'arsenic métallique et que l'oxide blanc ; il se fond à une haute température en un verre transparent, qui attaque fortement les vaisseaux. Cet *acide* vitrifié attire puissamment l'humidité de l'air. Si on le chauffe fortement, il se dégage du gaz oxigène, et une partie repasse à l'état d'oxide blanc.

Six parties d'eau peuvent dissoudre une partie d'*acide arsenique*, à la température ordinaire de l'atmosphère ; deux parties d'eau bouillante suffisent pour en dissoudre une. Cette solution s'opère avec facilité, et l'*acide* reste dissout, même en faisant évaporer une grande quantité d'eau. Si l'évaporation a lieu jusqu'au point qu'il ne reste que partie égale d'eau et d'*acide*, elle prend la consistance syrupeuse, et en poursuivant l'évaporation, il se dépose des cristaux sous la forme de grains.

L'*acide* liquide a une saveur acerbe caustique, métallique. Il se combine avec le soufre : lorsqu'on les fait sublimer ensemble, on obtient un réalgar.

Les sulfates de potasse et de soude, le nitrate de potasse, les muriates de soude et d'ammoniaque, sont décomposés par l'*acide arsenique*, à l'aide de la chaleur.

Acide benzoïque. Acidum benzoïcum. *Benzoe sæure.*

Blaise de Vigeners est le premier qui ait parlé de cet *acide*, sous le nom de *fleurs de benjoin*, dans son ouvrage *du Feu et du Sel*, Paris, 1608. On l'appelle *acide benzoïque*, parce qu'on le retire le plus ordinairement du benjoin.

Le benjoin n'est cependant pas la seule substance qui fournit cet *acide*; il existe dans les baumes, ce qui forme leur caractère principal. Gœttling le trouva dans le baume noir du Pérou; Retzius, dans le baume de tolu et dans le storax, ce qui a été confirmé par Bouillon-Lagrange. Le même trouva cet *acide* dans la racine de calamus et dans la vanille; Lowitz, dans la cannelle et dans l'écorce de bouleau; Schéele, dans l'urine humaine (*voyez* t. 2 de ses Mémoires), mais il faut lire sel de benjoin au lieu de sel alcalin; Fourcroy et Vauquelin, dans l'urine des herbivores; Proust l'a rencontré dans le sang, le blanc d'œuf, la gélatine, la soie, la laine, l'éponge, etc. Il croit en général qu'on peut le retirer de tous les composés organiques dont l'azote fait partie. (Annales de Chimie, t. 36, p. 272.)

Fourcroy et Vauquelin, dans leurs recherches sur l'action de l'*acide* nitrique sur les matières organiques, ont obtenu de l'*acide benzoïque* en faisant digérer de l'indigo avec l'*acide* nitrique, et en arrêtant l'opération avant de laisser former la substance jaune détonnante. (*Voyez* Principe amer.) La couleur jaune que l'*acide* prend dans cette circonstance, ainsi que quelques autres phénomènes, proviennent (Mém. de l'Inst., t. 6) de sa combinaison avec ce principe. La manière la plus facile et la plus simple de séparer l'*acide benzoïque* du benjoin, est de faire bouillir le benjoin concassé dans de l'eau

pure, de laisser reposer la liqueur filtrée ; l'*acide* s'en sépare par refroidissement. Le benjoin qui est agglutiné, doit être, après avoir été pulvérisé, mis en ébullition une seconde fois ; mais ce procédé ne donne qu'une petite quantité d'*acide benzoïque*, sali par des parties huileuses. Une livre de benjoin donne à peu près 4 gros d'*acide*.

Un autre moyen de se procurer l'*acide benzoïque*, est la distillation. A cet effet, on introduit le benjoin concassé dans une cornue de verre à col court et large, auquel on adapte un récipient ; on chauffe la cornue au bain de sable ; alors il se sublime au col de la cornue des cristaux bruns, en fragments semblables au stalactite, d'un aspect de cire jaune : il faut arrêter l'opération au moment où l'huile empyreumatique commence à se développer. On purifie ensuite l'*acide* en le faisant sublimer dans une cornue, ou bien on le dissout dans l'eau bouillante, on enlève l'huile qui surnage, on filtre le liquide que l'on met dans un endroit frais, et l'*acide* cristallise.

Si on veut obtenir cet *acide* par sublimation, on introduit le benjoin, grossièrement concassé, dans un vase de terre, dont on couvre l'ouverture avec un cône en carton. On chauffe le vase à une douce chaleur : l'*acide benzoïque* se volatilise et s'attache aux parois intérieures du cône sous la forme de petits prismes d'un éclat soyeux. Comme on appeloit autrefois *fleurs* la substance solide dont on pourroit obtenir une matière très-fine, on a donné le nom de fleur de benjoin à cet *acide*.

Schéele a donné le procédé suivant, et qui est préférable au premier.

On verse sur 4 parties de chaux vive, 12 parties d'eau ; quand l'extinction est faite, on en ajoute encore 96 parties : on prend 6 parties de ce lait de chaux, que l'on verse sur du benjoin concassé ; on remue bien le mélange, et on ajoute le reste du lait de chaux. Cette addition ne doit se faire qu'à plusieurs reprises, pour éviter que le benjoin ne s'agglutine.

On fait bouillir le mélange à un feu doux, pendant une demi-heure ; on le retire du feu, et on le laisse reposer une heure. On décante ensuite la liqueur claire dans un vase de verre ; on fait bouillir le résidu, avec 96 parties d'eau,

pendant une demi-heure ; on laisse reposer, on décante, et on ajoute cette liqueur à la première. On répète encore deux fois cette opération; enfin, on met le résidu sur un filtre, et on lave à plusieurs reprises.

L'*acide benzoïque* se combine avec la chaux : la résine, avec laquelle il étoit uni, reste, excepté une petite partie que l'eau de chaux dissout, et qui lui communique une couleur jaune. On réunit toutes les liqueurs provenant de l'ébullition et du lavage, on les évapore jusqu'à la réduction de 24 parties de liqueur, et on met le liquide clair dans un vase de verre; on y verse de l'*acide* muriatique jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité, ou jusqu'à ce que le liquide soit légèrement *acide*. L'*acide* décompose le benzoate de chaux, et l'*acide benzoïque* se précipite en poudre blanche.

Gœttling a changé ce procédé. Il prend, au lieu de chaux, du carbonate de potasse, et de l'*acide* sulfurique en place d'*acide* muriatique. Sur 16 onces de benjoin, il emploie 3 onces de carbonate de potasse, et il obtient 16 à 17 gros d'*acide benzoïque*.

Trommsdorf emploie sur 1 liv. de benjoin, 3 onces de carbonate de soude cristallisé, et 6 à 8 liv. d'eau : il fait bouillir le tout pendant une demi-heure, dans un vase d'étain ; on décante ensuite la liqueur, et l'on soumet le résidu à une nouvelle ébullition avec un peu d'eau.

Pour purifier cet *acide*, d'après Fischer, on ajoute de l'*acide* sulfurique à la liqueur, jusqu'à ce que le carbonate de soude soit saturé; mais pas au-delà, afin de ne pas séparer l'*acide benzoïque :* alors on fait bouillir le liquide avec des charbons récemment calcinés; on passe ensuite à travers un linge, et on clarifie à l'aide d'un blanc d'œuf, pour enlever les parties résineuses ; on filtre la liqueur, et on l'évapore jusqu'à réduction de 2 livres. Après le refroidissement, on ajoute de l'*acide* sulfurique étendu, jusqu'à ce que tout l'*acide benzoïque* soit précipité; on lave à l'eau froide, et on fait sécher l'*acide*, ou bien on le dissout dans l'eau bouillante, et on fait cristalliser. On trouve dans la Pharmacopée de Berlin un procédé à peu près semblable.

Suersen a trouvé la quantité de potasse indiquée par

Gœttling, ainsi que celle de la soude, d'après la Pharmacopée de Berlin, beaucoup trop considérable, attendu qu'un excès d'alcali forme un composé triple de résine, d'*acide benzoïque*, et d'alcali, qui reste mêlé à l'*acide*.

Une demi-once de carbonate de soude, ou 2 gros 10 grains de carbonate de potasse, sont suffisants pour extraire l'*acide benzoïque* de 4 onces de benjoin. Dans les deux cas, on obtient par l'*acide* sulfurique 3 gros d'*acide benzoïque* pur. Le procédé suivant donne une grande quantité d'*acide benzoïque* exempt de résine.

On met en ébullition 4 onces de benjoin concassé, et 3 gros de carbonate de potasse, ou une même quantité de carbonate de soude, avec une suffisante quantité d'eau, pendant une heure. On fait bouillir de nouveau le résidu après l'avoir broyé, et l'on répète trois fois cette opération. Après le refroidissement, on ajoute à la liqueur de l'*acide* sulfurique, et l'on obtient 5 gros d'*acide benzoïque* sans résine. (*Voyez* l'Annuaire de Pharmacie de Berlin, 1806.) Suivant la Pharmacopée de Berlin, l'emploi d'une plus grande quantité de carbonate de soude que n'en indique M. Suersen, ne peut être nuisible, parce qu'il est plus certain d'extraire tout l'*acide benzoïque*, et comme la soude s'unit à l'*acide* carbonique, la formation de ce composé triple n'est pas à craindre.

Fourcroy et Vauquelin ont indiqué de séparer l'*acide benzoïque* de l'urine de cheval et des bêtes à cornes. A cet effet, on fait évaporer de l'urine à un très-petit volume, et on ajoute de l'*acide* muriatique concentré; l'*acide benzoïque* se précipite sous une forme pulvérulente blanche, cristalline. On le lave pour enlever les impuretés. Dans l'urine, cet *acide* est uni à la soude, et l'*acide* muriatique décompose ce sel. (Annal. de Chimie, t. 31, p. 65.)

L'*acide benzoïque*, obtenu par sublimation, forme des prismes en aiguilles flexibles et soyeuses; mais celui par la voie humide est sous forme de poudre blanche, légère et ayant une espèce de flexibilité.

Vauquelin obtint l'*acide benzoïque* cristallisé en belles lames, en laissant refroidir lentement une dissolution aqueuse de cet acide, après l'avoir concentrée.

L'*acide benzoïque* a une saveur âcre, chaude, un peu

amère. Son odeur est foible, quelquefois aromatique, ce qui provient sans doute d'un peu d'huile volatile qu'il retient; car, suivant Giese, lorsque l'*acide* est pur, il est sans odeur. Cet *acide* n'altère pas sensiblement le sirop violat; mais il rougit fortement la teinture de tournesol.

Sa pesanteur spécifique est, suivant Brisson, de 0,667. Il se volatilise avant d'être décomposé par le calorique. Cet *acide* volatilisé répand une odeur forte, et excite la toux. Lorsqu'on le met sur des charbons ardents, il s'élève en vapeur blanche qui s'enflamme à l'approche d'une bougie. En le chauffant dans une cuiller d'argent, ou au chalumeau, il fond, devient liquide, et s'évapore. Quand on le laisse refroidir après la fusion, il se durcit, et il se forme à sa surface une pellicule rayonnée. Distillé dans des vaisseaux clos, la plus grande partie se sublime sans être altérée, une petite quantité se décompose et est presqu'entièrement convertie en huile et en gaz hydrogène carboné. On peut diminuer la volatilité de cet *acide* en le mêlant avec du sable, alors il supporte l'action d'un feu plus fort; si l'on distille ce mélange, on obtient une plus grande quantité d'un liquide aqueux, *acide*, plus d'huile et de gaz hydrogène carboné; il reste un charbon. Cette sorte d'analyse ne détermine cependant pas les rapports des parties constituantes de l'*acide*.

L'*acide benzoïque* est inaltérable à l'air, peu soluble dans l'eau froide; il faut, d'après Wenzel et Lichtenstein, 400 parties d'eau froide pour en dissoudre une d'*acide*. Une partie d'*acide* exige 20 parties d'eau bouillante pour se dissoudre, et il s'en précipite $\frac{19}{20}$ par le refroidissement. L'alcool dissout à froid cet *acide*; lorsqu'on ajoute de l'eau, l'*acide* est en partie précipité. Si l'on évapore l'alcool, ou qu'on le brûle, l'*acide benzoïque* reste, à l'exception d'une partie qui brûle avec étincelles.

L'*acide* sulfurique concentré, suivant Bergmann, dissout l'*acide benzoïque*, sans dégagement de chaleur et sans l'altérer. On prétend cependant qu'une partie d'*acide* sulfurique est convertie en *acide* sulfureux. Si l'on ajoute de l'eau à la dissolution, l'*acide benzoïque* se sépare et nage à la surface.

L'*acide* nitrique dissout l'*acide benzoïque;* cet *acide* peut être séparé de l'*acide* nitrique sans avoir éprouvé de décomposition. Guyton-Morveau trouva, après avoir distillé de l'*acide* nitrique sur de l'*acide benzoïque*, qu'il se manifesta sur la fin de l'opération du gaz nitreux, et qu'il se sublima de l'*acide benzoïque* sans être altéré.

D'après Lichtenstein, l'*acide* acétique chaud dissout, comme l'eau, l'*acide benzoïque;* on l'en sépare par la distillation et le refroidissement sous la forme de cristaux.

Acide boracique. Acidum boracicum. *Borax sæure.*

L'*acide boracique* fut découvert par Homberg, en 1702, faisant des recherches sur le borax; il sublima au bain de sable un mélange de borax, de sulfate de fer calciné et d'eau, dans une curcubite de verre munie d'un chapiteau. Attribuant des vertus particulières à la substance sublimée, et la regardant formée par le vitriol, il la nomma *sal volatile vitrioli narcoticum.* Lemery démontra, en 1728, que le vitriol n'étoit pas nécessaire à sa formation, et qu'on pouvoit l'obtenir en distillant le borax avec l'*acide* nitrique ou muriatique. Stahl avoit déjà observé, en 1723, le même fait. Geoffroy le jeune fit voir, en 1732, qu'on pouvoit se procurer ce sel sans sublimation, en le précipitant d'une dissolution de borax par l'*acide* sulfurique; il trouva de plus que la soude étoit la base du borax. Baron prouva, en 1745, que les *acides* végétaux pouvoient aussi être employés pour séparer le sel sédatif, et que le borax étoit un composé de soude et d'*acide boracique*, ce que l'on prouvoit par la synthèse. On fut assuré, d'après cela, que l'*acide boracique* ne se formoit pas pendant la décomposition du borax, mais qu'il y existoit. (*Voyez* Essai de Chimie, par Homberg; Mémoire de l'Académie pour 1702, p. 32; Lemery, *idem*, 1728, p. 270; Geoffroy, *idem*, 173, p. 398; Baron, Mémoire présent., t. 1, p. 295, et t. 2, p. 412.)

Si l'on avoit encore des doutes, d'après ces expériences, ils seroient bientôt détruits par l'existence de l'*acide boracique* libre dans la nature. Hœfer trouva cet *acide*, en 1777, en Italie, dans le voisinage de *Siena*, et

dans plusieurs endroits de la Toscane, particulièrement dans les eaux de Lagone, Cerchiajo et Castel-Nuovo. On rencontre souvent dans ces lieux de l'*acide boracique* en masses assez considérables, cristallisé quelquefois sur des schistes; quelquefois aussi il est combiné avec la chaux, l'alumine et l'ammoniaque. Mascagni avoit aussi trouvé cet *acide*, sous forme sèche, sur les bords d'une source chaude, près de Sasso, en Siena (appelé *sassolin* par les minéralogistes), et a confirmé ce qu'avoit dit Hœfer; il a même ajouté quelques connoissances sur le gisement de l'*acide boracique* en Italie.

Le sol autour des lagonis se trouve, après une longue sécheresse, recouvert de sels efflorescents qui sont tantôt blanchâtres, tantôt verts, jaunes, etc. Ces croûtes sont composées d'*acide boracique* mêlé à d'autres sels, à des borates et surtout au borate d'ammoniaque; on y rencontre aussi du sulfate d'ammoniaque, des sulfates de fer, d'alumine, de chaux et de magnésie. L'efflorescence est due à l'évaporation de l'eau de la terre, ou des pierres qui en sont pénétrées.

Le sol des lagonis est constamment humide; la température en est plus élevée que celle de l'atmosphère : elle va quelquefois à 80 degrés (Réaumur). Cette chaleur est communiquée au sol par des vapeurs et des gaz qui sortent avec un sifflement dont le bruit se fait entendre à une lieue et demie italienne. L'odeur de ces vapeurs est sulfureuse et bitumineuse; elle gêne la respiration. Les gaz qui se dégagent sont du gaz hydrogène sulfuré et du gaz *acide* carbonique.

Les vapeurs sulfureuses qui s'élèvent des lagonis, déposent, en traversant la terre, du soufre qui passe à l'état de sulfures. Comme ces vapeurs contiennent aussi des substances salines, elles se déposent de même, et consistent principalement en *acide boracique*, en sulfate et borate d'ammoniaque.

On a remarqué que l'*acide boracique* ne se trouvoit pas dans tous les lagonis, et que dans les uns il n'y étoit que d'un côté. On le rencontre plus abondamment dans les lagonis dans lesquels la décomposition est la plus vive, et d'où les vapeurs sulfureuses se dégagent avec grand bruit.

Mascagni trouva l'*acide boracique* en très-grande quantité dans le lagoni de *Castel-Nuovo* et *Montecerboli*, surtout dans ceux où le sol est argileux. La proportion d'*acide boracique* varie ; il est plus abondant en été. Les vapeurs entraînent une partie d'*acide boracique ;* ce moyen de le recueillir seroit, d'après Mascagni, de monter un appareil sur le lagoni pour condenser les vapeurs.

L'évaporation de l'eau de plusieurs lagonis laisse un résidu salin qui, traité par l'alcool, donne de l'*acide boracique*. Le reste est composé de borate, d'alun et de sulfate d'ammoniaque.

Dans l'été, on trouve l'*acide boracique* solide aux bords des lagonis et le long des fossés. On le rencontre en masses plus considérables autour des ouvertures, à travers lesquelles passent les vapeurs.

L'*acide boracique* concret des lagonis et de ses environs est d'un gris cendré, couleur qui provient de terres mêlées. On y découvre, à la loupe, de petits cristaux brillants, en lames plus ou moins minces, et en couches les unes sur les autres. La cassure est lamelleuse, d'une couleur blanchâtre. Les endroits où l'on trouve cet *acide* sont les lagonis de *Castel-Nuovo*, de *Montecerboli*, de *Monterotondo*, de *Fasso*, de *Lusignano*, de *Serazzano*, et de l'édifice *Benifei*.

L'*acide boracique* qu'on trouve au bord des fossés provient de la boue, forme de petits tas cristallins jaunâtres. Après une longue sécheresse, ils en sont entièrement couverts ; alors les cristaux sont blancs. Ces tas ont rarement une structure fibreuse ; ce sont de petites lames superposées. Cette espèce d'*acide boracique* est la moins pure.

Enfin, on trouve l'*acide boracique* en plus grande quantité près des fentes où passent les vapeurs. Il s'attache au sol qui, par l'élévation insensible des vapeurs, échauffe l'argile schisteuse et le sable. Il existe aussi en masses plus ou moins considérables, en fibres plus ou moins composées : elles forment des tas de 3 pouces de hauteur dont la couleur varie d'après les substances qui y sont mêlées. *Voyez* les Mémoires de Hœfer ; *Maret*, de l'Eau du Lagoni de Cerchiago ; Nouv. mém. de l'Acad.

de Dijon ; *Mascagni*, Biblioth. italienne, t. 1, p. 134, et t. 2, p. 69. Martinovich trouva de l'*acide boracique* dans le pétrole de Gallicie. (Annal. de Crell., 1791, t. 1, p. 162.)

L'*acide boracique* se trouve combiné avec la magnésie dans le boracite près de Lunebourg, dont il fait, selon Westrumb, 68 pour cent. Klaproth l'a rencontré dans la Datholite combiné avec la silice et la chaux.

On extrait, en chimie, l'*acide boracique* du borax par la voie humide ou par la voie sèche. A cet effet, on dissout du borax dans l'eau bouillante, et on verse dans la liqueur filtrée de l'*acide* sulfurique concentré, jusqu'à ce qu'il y en ait un léger excès. La quantité d'*acide* sulfurique employé est à peu près un quart du borax employé. Par l'évaporation, on ramène la liqueur à un plus petit volume, que l'on met ensuite dans un endroit frais ; il se dépose des cristaux sous forme d'écailles qu'on sépare par le filtre. On les lave à plusieurs reprises avec de l'eau froide, et on fait évaporer la lessive qui donne une nouvelle quantité d'*acide boracique*. Il cristallise à la fin du sulfate de soude. Pour éviter que ce sel ne se mêle pas avec l'*acide boracique*, il faut avoir soin de ne pas trop faire évaporer la liqueur.

Si l'on veut obtenir l'*acide boracique* par sublimation, on verse de l'*acide* sulfurique sur le borax et on sublime dans un vaisseau convenable. L'*acide boracique* obtenu par ce procédé n'est jamais aussi pur que celui par précipitation. Pour lui enlever le sulfate *acide* de soude, il faut le laver à l'eau froide, le dissoudre ensuite dans l'eau bouillante et faire cristalliser.

L'*acide boracique* préparé par l'un ou l'autre procédé, est toujours à l'état concret, solide, brillant, mou, écailleux ou micacé. L'*acide boracique* sublimé est plus léger, floconneux et strié ; le cristallisé est plus écailleux et plus solide : tous les deux sont un peu tenaces. La pesanteur spécifique de cet *acide* est, suivant Kirwan, de 1,479 ; lorsqu'il est fondu, elle est, selon Hassenfratz, de 1,808 (Ann. de Chim., t. 28, p. 11) ; sa saveur est d'abord légérement aigre, ensuite amère, fraîche, et finit par laisser une douceur agréable. Il n'a pas d'odeur, mais l'*acide* sulfurique y développe celle de musc.

Cet *acide* rougit les couleurs bleues végétales ; il se dissout difficilement dans l'eau froide. A une température de 78 degrés Fahrenheit (25° 56 centig.), une partie d'*acide* demande 34 parties d'eau pour se dissoudre ; l'eau bouillante en dissout environ 13 parties, la dissolution par l'eau bouillante cristallise facilement par refroidissement. Si l'on trempe dans la dissolution chaude du papier, et qu'on le brûle quand il est desséché, on a une flamme verte.

La lumière et l'air n'altèrent pas l'*acide boracique*. Il est fixe au feu ; mais s'il est humecté, et qu'on l'expose à l'action du feu, il est entraîné mécaniquement par l'eau qui se vaporise, et il se sublime en flocons très-légers. Dès que toute l'eau est évaporée, il reste parfaitement fixe.

Si l'on continue à chauffer, il se boursouffle et fond en un verre transparent, si l'opération est faite dans une cuiller d'argent ; si au contraire on se sert d'un creuset, la masse est laiteuse, il perd ainsi presque la moitié de son poids. Cette perte provient de l'eau de cristallisation qui se volatilise, qui entraîne même un peu d'*acide boracique*. Cet *acide* vitrifié se redissout dans l'eau ; cristallisé de nouveau, l'air lui ôte sa transparence, il se recouvre à la surface d'une légère poussière.

Crell nie la fixité de l'*acide boracique*, et prétend en avoir séparé du charbon. D'autres expériences l'ont persuadé que l'*acide boracique* étoit susceptible d'être décomposé, et qu'il en formoit un *acide* liquide.

L'*acide boracique* mêlé avec du charbon, passe aussi à l'état vitreux ; avec le noir de fumée, on obtient une masse noire semblable au bitume, soluble dans l'eau, difficile à incinérer, et se sublimant en partie. (*Keir*, Dictionnaire.)

Parties égales de soufre et d'*acide boracique*, donnent en brûlant une flamme verte.

L'alcool dissout difficilement l'*acide boracique* à froid ; l'alcool bouillant en prend, selon Wenzel, $\frac{1}{6}$ de son poids. Après le refroidissement, la plus grande partie s'en sépare ; cette dissolution brûle avec une flamme verte. Après la combustion de l'alcool, l'*acide* reste sans être altéré, ni même sans diminution de volume.

L'*acide boracique* se dissout à l'aide de la chaleur dans les

huiles, surtout dans le pétrole, et forme avec elles des produits solides ou liquides qui colorent la flamme de l'alcool en vert.

Si l'on triture le phosphore avec l'*acide boracique*, il y a inflammation; il reste une masse jaune terreuse.

On n'est pas encore parvenu à décomposer l'*acide boracique*: on doit donc le ranger parmi les corps indécomposés, comme l'*acide* muriatique. Meltzer, Cartheuser, Bourdelin et Fabroni, assurent que l'*acide* muriatique en fait une des parties constituantes. Exchaquet et Struve, lui ont trouvé de l'analogie avec l'*acide* phosphorique. Cadet a annoncé que c'étoit un composé d'*acide* muriatique, de cuivre, et d'une terre vitrifiable. Crell croit aussi l'avoir décomposé; mais toutes ces expériences ne sont pas assez concluantes.

En électrisant de l'*acide boracique* humide, Davy a remarqué une substance noire, combustible; mais il n'eut pas occasion de poursuivre cet objet.

Gay Lussac et Thenard ont également observé ce phénomène, ils ont réussi à opérer la décomposition de l'*acide boracique*.

A cet effet, on introduit parties égales d'*acide boracique* vitrifié et du potassium, dans un tuyau de cuivre terminé par un tube recourbé, qui plonge dans le mercure; il n'y a aucune action à froid, mais elle devient très-vive à une température de 150°. Le mélange rougit promptement, et il se dégage une très-petite quantité de gaz hydrogène. Après le refroidissement, on trouve dans le tuyau une masse noire alcaline. On dissout la potasse et le borate de potasse par l'eau; il reste sur le filtre une poudre fine, d'un gris verdâtre, qui, étant bien lavée, présente le radical de l'*acide boracique*. Cette substance insoluble dans l'eau, n'a point d'odeur ni de saveur, n'altère pas les couleurs bleues végétales, est infusible au feu, et ne se volatilise pas.

Lorsqu'on la chauffe sous une cloche remplie de gaz oxigène, elle brûle rapidement sans flamme, et le mercure monte dans la cloche, sans qu'il se forme d'autre gaz.

La masse noire qui reste après la combustion, se dissout en partie dans l'eau et la rend *acide*.

Après avoir lavé pour enlever la couche d'*acide boracique* qui l'empêche de brûler, et desséché la masse, on obtient par des combustions répétées de l'*acide boracique*.

L'*acide* nitrique convertit ce radical en *acide boracique*. Il détonne avec le nitre et le muriate suroxigéné de potasse, et forme de l'*acide boracique*.

MM. Gay Lussac et Thenard ont donné au radical de cet *acide*, le nom de *bore*.

Acide bombique. Acidum bombicum. *Raupensæure*.

Chaussier annonça en 1781 la découverte dans le ver-à-soie d'un *acide* qu'on a appelé *acide bombique*.

On l'obtient en faisant digérer le suc exprimé de la chrysalide dans l'alcool; on peut aussi l'extraire à l'aide d'une simple digestion des insectes dans l'alcool.

Ce suc *acide* est d'un jaune succin, d'une saveur mucilagineuse particulière; il rougit les couleurs bleues végétales, dissout facilement le fer et quelques autres métaux. (*Chaussier*, Mém., Dijon, 1783, t. 2, p. 70.)

Dehne obtint un *acide* des insectes appelés *meloe proscarabœus et majalis*. Chaussier obtint un *acide* de la sauterelle et de la punaise.

Ces *acides* n'ont pas encore été examinés.

Acide camphorique. Acidum camphoricum. *Kamphersæure*.

Pour obtenir cet *acide*, on introduit dans une cornue de verre spacieuse du camphre, et l'on verse dessus de l'*acide* nitrique à 1,333; on adapte ensuite un ballon et un tube qui communique à l'appareil pneumatochimique. On chauffe et l'on augmente le feu par degrés. Il se dégage une quantité considérable de gaz *acide* carbonique et du gaz nitreux; une partie de camphre se sublime pendant l'opération.

Dès que les vapeurs cessent, on démonte l'appareil, on enlève le camphre sublimé que l'on remet dans la cornue; on y verse une quantité semblable d'*acide* nitrique, et l'on distille de nouveau. On répète cette opération jusqu'à ce qu'il ne se sublime plus de camphre. Lorsque le résidu dans la cornue est refroidi, il se forme

beaucoup de petits cristaux qui sont de l'*acide camphorique*. Sur une partie de camphre, il faut employer environ 24 parties d'*acide* nitrique. Le produit obtenu d'*acide camphorique* est à peu près égal à la moitié du camphre employé. Bouillon-Lagrange s'est aperçu de la formation de cet *acide* en brûlant du camphre sous une cloche avec du gaz oxigène. Kosegarten est le premier qui, en traitant le camphre par l'*acide* nitrique, obtint cet *acide* particulier. (Dissert. de camphora et partibus quæ eam constituunt. Gottingue, 1788.)

Bouillon-Lagrange s'est ensuite occupé de la formation de cet *acide*; il a surtout examiné les sels qu'il forme avec les différentes bases. (Annal. de Chim., t. 23 et 27.)

Les propriétés de cet *acide* sont d'avoir une saveur un peu acide, de rougir la teinture de tournesol, et de cristalliser; la masse cristalline ressemble beaucoup au muriate d'ammoniaque.

Cet *acide* cristallisé est efflorescent à l'air. Les cristaux se dissolvent difficilement dans l'eau froide. Une once d'eau de 54 à 59 degrés Fahr. (20° centig.) dissout 6 grains, et 48 grains à 212 degrés (100° centig.).

Sur des charbons ardents, cet *acide* répand une fumée épaisse aromatique, et se volatilise en entier.

Lorsqu'on le distille, il fond d'abord, et se sublime ensuite. Cette opération change ses propriétés; il ne rougit plus la teinture de tournesol. Il acquiert une odeur vive aromatique, une saveur moins âcre, ne se dissout pas dans l'eau, ni dans l'*acide* sulfurique et muriatique; devient jaune dans l'*acide* nitrique chaud, et s'y dissout. Il est soluble dans l'alcool; et si l'on abandonne cette dissolution à l'air, il se forme des cristaux.

Le soufre ne subit aucune altération par l'*acide camphorique*; l'alcool, les *acides* minéraux, les huiles grasses et volatiles le dissolvent.

Il ne fait éprouver aucun changement à la dissolution d'indigo ni à la teinture de noix de galle; il ne trouble pas l'eau de chaux. Avec les bases salifiables et les métaux, il forme des sels dont il sera question à l'article CAMPHORATES.

Dœrfurt a voulu démontrer que l'*acide camphorique*,

à l'état de pureté, ne différoit pas de l'*acide* benzoïque, et que les différences qu'on rencontroit ne dépendoient que de la plus ou moins grande quantité d'huile. Il trouva dans ses recherches une même action par les réactifs ; aussi, selon lui, les camphorates et les benzoates se comportent de la même manière, lorsque l'*acide camphorique* est avec quelques gouttes d'huile de benjoin et sublimé, ensuite on obtient un sublimé semblable à l'*acide* benzoïque.

Bouillon-Lagrange observe contre cette assertion qu'il y a une différence essentielle entre les deux *acides :* celui du camphre n'est pas précipité de sa dissolution alcoolique par l'eau, ce qui arrive à celui du benjoin ; fait qui a été confirmé par Vauquelin. Comme dans les *acides* végétaux le passage de l'un dans l'autre est souvent insensible, comme l'*acide* benzoïque lui-même est susceptible de plusieurs modifications, il faut encore d'autres recherches avant de prononcer sur l'identité des deux *acides* (1).

ACIDE CARBONIQUE, ACIDE MÉPHITIQUE, ACIDE AÉRIEN, ACIDE CRAYEUX. Acidum carbonicum. *Kohlensæure, Fixe Luft.*

La nature offre cet *acide* sous trois états différents. Sous forme de gaz, il se dégage de l'intérieur de la terre : c'est ainsi qu'on le rencontre dans la caverne de Pyrmont, dans la grotte du Chien près de Naples, dans la grotte de Puy-de-la-Poule à Neyrac dans le Vivarais ; il constitue aussi une partie de l'air atmosphérique ; à l'état liquide, on le trouve surtout dans les eaux minérales acidules, ainsi que dans beaucoup d'autres ; enfin, il est, à l'état solide, dans plusieurs fossiles, et surtout dans les calcaires carbonatés.

Lorsqu'on chauffe dans une cornue de la craie ou du marbre, ou lorsqu'on verse sur ces substances un *acide* quelconque, l'*acide* carbonique se dégage et peut être recueilli.

---

(1) Bucholz vient de prouver que l'*acide camphorique* est un *acide* particulier, comme Bouillon-Lagrange l'avoit annoncé. (*Voyez* Journal de Phys., t. 70, p. 347, et le Journal de Gehlen, n. 34. (*Note des Trad.*)

On obtient aussi cet *acide* en brûlant du charbon sous une cloche remplie de gaz oxigène.

Le gaz *acide carbonique* est invisible, élastique, sans odeur; sa pesanteur spécifique est, selon Bergmann, d'environ 0,0018; cependant sa pesanteur varie en raison de l'eau qu'il peut contenir. Un pouce cube de Paris pèse 0,68985 de grains. Il est du double plus pesant que l'air, ce qui fait qu'on peut le transvaser d'une cloche dans une autre.

Une bulle de savon qu'on laisse tomber sur une couche de gaz *acide carbonique*, rebondit comme une balle. Ce gaz est impropre à la respiration; un animal y meurt promptement. L'histoire rapporte que deux esclaves, que Tibérius fit descendre dans la grotte du Chien, périrent sur-le-champ. Deux criminels que Pierre de Tolède, vice-roi de Naples, fit renfermer dans cette grotte, eurent le même sort. On pourroit cependant opposer à ces faits que la couche de gaz *acide carbonique* de la grotte n'a que quelques pieds de hauteur, d'où il s'ensuivroit que l'homme ne peut en être affecté. Pour faire voir l'influence de ce gaz, on y fait descendre un chien, ce qui lui a fait donner le nom de la *Grotte de Chien*.

L'animal perd bientôt l'usage de ses sens, et mourroit infailliblement si l'on ne le remettoit pas promptement à l'air libre, ou si on ne le plongeoit pas dans l'eau du lac *Agnano*, qui rappelle l'animal à la vie, non par sa force particulière, mais par sa fraîcheur. On ignore si ce gaz s'élève quelquefois davantage. Dans la grotte de Pyrmont, on a remarqué qu'à diverses époques les couches du gaz *acide carbonique* étoient d'une hauteur différente. Dans un temps assez beau, la vapeur y est de 2 à 3 pieds; elle s'élève bien plus dans un temps chaud, lorsqu'il n'y a pas de vent, ou lorsque le vent d'est souffle à l'approche d'un orage; mais c'est surtout au lever du soleil, et une heure avant son coucher. La grotte qui a 10 à 12 pieds, non seulement en est remplie, mais aussi tout l'amphithéâtre; dans un temps pluvieux et par le vent d'ouest, on n'en découvre aucune trace lorsqu'on approche le visage contre le sol. (Voyez *Marcard*, Descript. de Pyrmont, t. 1, p. 190.)

Nollet, qui a respiré du gaz *acide carbonique*, lui a

trouvé quelque chose d'étouffant et une légère âcreté qui excitoit la toux et l'éternuement. Pilatre de Rozier se fit descendre par des cordes attachées à ses épaules dans une atmosphère de ce gaz, provenant de la bière en fermentation. A peine fut-il arrivé dans cette couche, qu'il sentit un picotement qui l'obligea de fermer les yeux; s'il vouloit respirer, il éprouvoit une espèce d'étouffement et de vertige, accompagnés d'un bourdonnement, avant-coureur d'épilepsie. Lorsqu'il fut retiré, il ne vit pas pendant quelques minutes; le sang avoit resserré les veines du cou, son visage étoit d'un bleu pourpre, il parloit et entendoit avec peine; tous ces symptômes disparurent peu à peu.

Ce même gaz se dégage du vin et de la bière en fermentation, et occasionne les mêmes accidents.

Une bougie allumée s'éteint dans ce gaz; il rougit la teinture de tournesol; la chaleur le dilate sans le décomposer, lors même qu'on le chauffe dans des vaisseaux clos, ou qu'on le fait passer à travers un tube rouge.

Il est absorbé par l'eau, surtout lorsqu'on l'agite. L'eau peut en prendre partie égale à une température de 41° de Fahr. (5° centig.). La pesanteur spécifique de cette eau saturée est de 1,0015. La nature nous offre cette eau dans une source de *Carslbad.* A une température de 35 degrés de Fahr. (1°,67 centig.), l'eau a peu de saveur; mais à 88 degrés Fahr. (31°,11 centig.), elle devient *acide* et commence à pétiller. La dissolution saturée peut être regardée comme l'*acide carbonique* liquide.

A l'aide d'une pression artificielle, on peut ajouter à l'eau une bien plus grande quantité de gaz. Paul prétend avoir fait prendre à l'eau cinq fois son volume de ce gaz. Gilbert a décrit un appareil relatif à cet objet. (*Austin*, dans les Irish Transact., t. 8, p. 151.)

La glace n'absorbe pas ce gaz.

Lorsqu'on fait geler l'eau chargée de cet *acide*, le gaz se sépare au moment de la congélation. Par l'ébullition, il abandonne l'eau dans laquelle il étoit dissous.

Lorsqu'on laisse à l'air libre un flacon d'eau chargée d'*acide carbonique*, au bout de quelques jours, tout l'*acide* disparoît. Welter attribue ce phénomène à l'affinité qu'a l'*acide carbonique* pour l'air, (Ann. de Chim., t. 3, p. 91.)

L'oxigène ne se combine point avec l'*acide carbonique*. Gren et Scherer ont présumé que cet *acide* pouvoit s'unir à une plus grande quantité d'oxigène, mais il n'existe aucune expérience à l'appui de leur opinion.

Nous n'avons pas non plus d'expérience qui puisse prouver la combinaison de cet *acide* avec le soufre.

Le phosphore est insoluble dans l'*acide carbonique;* il le décompose en raison d'une affinité double, comme Tennant et Péarson l'ont démontré. (*Voyez* l'art. CARBONATE DE CHAUX.) Les oxides de zinc et de fer le décomposent en partie; selon Priestley et Cruikshank, il forme du gaz oxide de carbone. *Voyez* art. OXIDE DE CARBONE.

Lorsqu'on mêle avec le gaz *acide carbonique* du gaz hydrogène sulfuré, phosphoré ou carboné, ces fluides deviennent moins combustibles sans subir d'autres changements.

Les solutions aqueuses de chaux de barite et de strontiane absorbent promptement ce gaz; comme ces carbonates sont insolubles, l'eau se trouble. Ces liquides sont un excellent réactif pour l'*acide carbonique*. Ces eaux absorbent totalement l'*acide carbonique* gazeux, et peuvent servir à faire l'analyse des gaz, dans lesquels se trouve cet *acide*.

Le réactif le plus sensible pour l'*acide carbonique* dans l'eau, est, selon Pfaff, l'acétate de plomb qui donne des indices lorsque l'eau de chaux et la teinture de tournesol n'agissent pas. (Journ. de Chim., t. 2, p. 507.)

Lavoisier a démontré que les parties constituantes de cet *acide*, étoient du carbone et de l'oxigène; il remplit une cloche graduée sur du mercure de gaz oxigène; il y fit passer une quantité déterminée de carbone, avec un atome de phosphore et d'amadou; il retira de la cloche au moyen d'un siphon, la quantité de gaz oxigène nécessaire pour que le mercure fût quelques pouces au-dessus du niveau extérieur.

Avec un fer rouge recourbé, il enflamma le phosphore. Le mercure descendit d'abord, mais il remonta bientôt après. La combustion terminée, le charbon avoit disparu, il resta un peu de cendre.

Le gaz dans la cloche fut décomposé par une lessive

de potasse, et on détermina ainsi la quantité de pouces cubes. L'*acide carbonique* formé, pesoit précisément autant que le carbone et l'oxigène qui avoient disparu.

Le poids des matériaux employés étoit :

Charbon.	21,884 de grains.
Gaz oxigène à 113,851 pouces cubes de Paris.	53,871
	75,755 grains.

Il s'étoit formé 109 pouces de gaz *acide carbonique*, pesant 75,755 grains.

Lavoisier trouva les mêmes proportions dans la réduction des oxides métalliques par le charbon. L'oxigène de l'oxide se combine avec une partie de carbone, et le métal est réduit.

Lavoisier a vu de plus qu'une once (ou 576 grains) d'oxide rouge de mercure, réduit sans intermède, donna 538,3 grains de mercure métallique, 796 pouces cubes de gaz oxigène, pesant 37,6 grains.

D'après cela, il fit réduire un mélange d'une once d'oxide rouge de mercure, avec 24 grains de charbon calciné. Il obtint 75,5 pouces cubes ou 52,25 grains de gaz *acide carbonique ;* il resta dans la cornue 9 à 10 grains du charbon employé. On retrouve donc les mêmes proportions que ci-dessus.

D'après cela, l'*acide carbonique* seroit composé de 28 de carbone, et de 72 d'oxigène ; d'autres expériences lui ont donné 24 de carbone et 76 d'oxigène.

Si l'on considère, d'après les recherches de Guyton, de Cruikshank et de plusieurs autres, que le carbone employé par Lavoisier n'étoit qu'un oxide qui consiste en 64,3 de carbone, et 35,7 environ d'oxigène, on auroit les rapports suivants : carbone 18, oxigène 82.

Guidés par ces expériences,

Tennant et Péarson ont opéré l'analyse de l'*acide carbonique.*

Tennant a introduit dans un tube de verre luté, fermé à l'extrémité inférieure, un peu de phosphore, sur lequel

il mit du marbre pulvérisé, foiblement rougi. L'extrémité supérieure du tube ne doit pas être exactement fermée; il chauffa le tube pendant quelques minutes, jusqu'à la chaleur rouge. Après le refroidissement, il trouva dans le tube une poudre noire, consistant en phosphate de chaux mêlé avec du charbon, du phosphore et de la chaux vive.

Péarson mit dans un tube de verre, 200 grains de phosphore et 800 grains de carbonate de soude privé de son eau de cristallisation. Il fit chauffer au rouge la couche supérieure, le carbonate, et ensuite le phosphore. Après le refroidissement, on trouva dans la partie inférieure du tube, une masse noire qui consistoit en charbon, carbonate et phosphate de soude et du phosphore. D'après Péarson, une partie d'*acide carbonique* est décomposée, l'oxigène se porte sur le phosphore, et forme de l'*acide* phosphorique, tandis que l'autre partie constituante est séparée. Ces expériences ne sont cependant pas rigoureuses, car le charbon peut être contenu dans le phosphore. *Voyez* cet article.

Berthollet pense que le gaz *acide carbonique* contient aussi de l'eau: son opinion est fondée sur les propres expériences de Lavoisier, qui, dans la formation de l'*acide carbonique* gazeux, trouva toujours de l'eau; et sur celles de Monge occasionnées par la distillation du gaz *acide carbonique* observé par Priestley et van Marum à l'aide de l'étincelle électrique. Monge confirma cette dilatation; elle dura encore lors même qu'on avoit cessé d'électriser. Au bout de quelque temps, elle cessa entièrement, malgré qu'on fît traverser le gaz par l'étincelle électrique. Lorsqu'il se servit d'un fil de fer, il le trouva oxidé; il se déposa sur le mercure et aux parois du vase, une poussière noire. Le gaz dilaté par le fluide électrique, étoit un mélange de deux gaz différents; dans la proportion de 21,5 à 14, l'un s'unissoit à l'eau et aux alcalis caustiques, tandis que l'autre étoit inflammable et détonna avec le gaz oxigène.

Monge attribue ces phénomènes à l'eau dissoute dans le gaz carbonique. La même chose a lieu avec le gaz obtenu par la voie sèche. On peut expliquer par cette quan-

tité d'eau, la vapeur qui existe avec le gaz obtenu par la voie sèche. L'eau dissoute dans le gaz à une haute température, s'en sépare par le refroidissement.

Saussure le jeune a opéré une augmentation de volume dans le gaz *acide carbonique*, par un courant de fluide électrique continué pendant 18 heures, qui étoit de $\frac{1}{150}$. Un dixième de gaz *acide carbonique* avoit disparu, et il s'étoit formé de l'oxide de carbone. Les fils qui avoient servi pour le passage du fluide électrique, étoient oxidés.

Si l'on adopte que le gaz *acide carbonique* contient de l'eau, l'oxidation du fil-fer chauffé dans ce gaz, observé par Priestley, s'explique facilement, ainsi que le gaz inflammable qui reste après l'absorption de l'*acide* par l'eau de chaux.

Henry trouva dans ses expériences, que le gaz hydrogène carboné, desséché par la potasse caustique, augmentoit encore d'un sixième de volume par le fluide électrique. L'assertion de Berthollet a d'après cela l'analogie pour elle, parce que les gaz étant bien desséchés, contiennent encore de l'eau.

Withering (Philos. transact., 1784) a observé que le carbonate de barite naturel, n'étoit pas décomposé par le feu seul, tandis que cette décomposition avoit lieu avec le carbonate artificiel. Il en a attribué la cause à l'absence de l'eau dans ce premier sel, tandis que par l'*acide* nitrique étendu d'eau, l'un et l'autre sont décomposés.

Priestley a confirmé l'assertion de Withering. Il fit passer des vapeurs d'eau à travers un tube rougi, contenant du carbonate de barite naturel ; la décomposition eut lieu.

L'eau doit augmenter, non seulement le poids du gaz *acide carbonique*, mais aussi son volume. Si cela est, la détermination des proportions des principes ne peut pas être exacte. Plusieurs expériences comparatives ont démontré à Berthollet que 100 pouces cubes de gaz *acide carbonique*, étoient composés de 84 pouces cubes de gaz oxigène, ou de 43 grains d'oxigène, de 16 grains de carbone et de 10 grains d'eau.

Lavoisier prétend, au contraire, que 100 grains de gaz

acide carbonique sont composés de 72 d'oxigène, et de 28 de carbone.

Les proportions de Berthollet seroient en poids de

Oxigène.	62,3
Carbone.	23,3
Eau	14,4
	100

Ces expériences ont fait naître quelques soupçons à Berthollet dans les résultats, sur la combinaison du diamant par Guyton-Morveau, puisque ce chimiste regarde le diamant comme le carbone pur, et le charbon comme un oxide, contenant 0,36 d'oxigène; en effet, les rapports donnés par Lavoisier ont été détruits par M. Guyton-Morveau, puisque, selon lui, le gaz *acide carbonique* est composé de 82 d'oxigène, et de 18 de carbone, considérant le gaz *acide carbonique* comme une combinaison pure de l'oxigène avec le carbone.

Voyez *Berthollet*, Statique chimique, t. 2, p. 39, et ses Observations sur le charbon. Paris, chez Baudouin, germinal an 10.

Paracelse et Vanhelmont se sont aussi aperçu du dégagement d'un gaz de la pierre calcaire dans certaines circonstances. Le dernier avoit aussi remarqué que dans la fermentation vineuse, il se dégageoit un gaz qu'il appela *gaz silvestre*. Il le reconnut identique avec celui de la grotte du Chien, et avec la vapeur mortelle exhalée par les charbons en combustion. Ces assertions étoient plutôt des soupçons que des décisions.

Hales détermina la quantité d'air provenant des pierres calcaires; il reconnut que cet air étoit une de leur partie composante.

Black traita cet objet de la manière la plus satisfaisante. Il fit voir que les substances désignées sous le nom de *chaux*, *magnésie* et *alcalis*, étoient ces bases combinées avec un air particulier.

Comme cet air se trouve dans ces substances à l'état concret, il le nomma *air fixe*. Il assura ensuite que le gaz provenant de la combustion du charbon et de la fermentation, étoit le même.

Dans l'hiver de 1763, il étoit sur la voie de découvrir que ce gaz se formoit aussi par la respiration. Il rendit effervescente de la soude caustique exposée sur une toile, placée à une ouverture supérieure d'une église, dans laquelle 1500 personnes avoient séjourné pendant 10 heures. (*Voyez* ses Cours de Chimie, t. 2, p. 369.)

Priestley fit ensuite d'autres recherches, et découvrit un grand nombre de propriétés nouvelles. *Keir* reconnut le premier ce gaz pour un *acide*; il l'appela *acide crayeux*, ce qui fut confirmé par les expériences de Bergmann et de Fontana. Priestley soupçonna le premier que ce gaz faisoit partie de l'atmosphère, et Bergmann qui s'en étoit assuré, lui donna le nom d'*acidum aereum*. Bewdley lui donna celui d'*acide méphitique*, à cause qu'il étoit impropre à la respiration. Cette dénomination fut aussi adoptée par Guyton; mais Lavoisier, en raison de sa composition, l'a appelé *acide carbonique*.

Les expériences de Cavendish, Priestley, Bergmann, Lavoisier et Berthollet, ont principalement contribué à la connoissance de cet *acide*.

Acide chromique. Acidum chromicum. *Chromsæure*.

Le métal appelé *chrôme* se combine à l'oxigène, et s'acidifie; on l'a appelé, d'après son radical, *acide chromique*. Vauquelin l'obtint du plomb rouge de Sibérie par le procédé suivant. On fait bouillir ce minéral avec 3 parties de carbonate de potasse dissout dans une suffisante quantité d'eau; il résulte du carbonate de plomb insoluble et du chromate de potasse en solution dans la liqueur. On filtre et on verse dans la liqueur un petit excès d'*acide* nitrique qui en précipite l'*acide chromique* sous la forme d'une poudre d'un rouge vif.

M. Vauquelin a aussi indiqué un autre procédé. On fait bouillir le plomb rouge avec l'*acide* muriatique; il se dégage du gaz muriatique oxigéné, et il se forme du muriate de plomb. La liqueur surnageante prend une belle couleur verte, parce que l'*acide chromique*, ayant perdu une partie d'oxigène, passe à l'état d'oxide vert. On fait évaporer le liquide à siccité. Pour séparer le muriate de plomb mêlé à l'*acide chromique*, on verse de l'alcool sur

le résidu sec, qui dissout l'*acide chromique* sans attaquer le plomb muriaté. L'*acide* peut être obtenu de la dissolution, selon Vauquelin, en prismes longs, et, suivant Moussin Pouschkin, en doubles pyramides tétraèdres d'un rouge de rubis.

Richter regarde ces deux procédés comme insuffisants. Il prétend que la première décomposition du chromate de plomb ne s'opère que très-lentement, et qu'il ne se forme pas de chromate de potasse pur; ensuite que, dans la seconde, il n'y a jamais de composition entière par les *acides* minéraux; qu'on n'obtient de l'une le sel à base de potasse, et de l'autre de l'*acide chromique* pur; que le second procédé ne donne pas de l'*acide chromique* sans plomb; car si l'on étend l'*acide* muriatique d'une suffisante quantité d'eau, on évite la décomposition de l'*acide* par une digestion à basse température; il se dissout toujours une quantité de muriate de plomb qui ne se précipite pas pendant l'évaporation, parce qu'on emploie de l'alcool pour le séparer. Dans cette opération, une partie d'oxide de plomb abandonne l'*acide chromique* pour former du plomb muriaté, et il reste un chromate *acide* de plomb. Richter explique, par cette décomposition, pourquoi Vauquelin a obtenu de l'*acide chromique* en cristaux de couleur rubis.

Richter croit avoir rectifié les procédés ci-dessus. Il indique le suivant. Le plomb rouge, porphyrisé à l'eau, doit être exposé à une douce chaleur avec 3 parties de son poids d'*acide* muriatique. On décante la liqueur verte du précipité blanc, muriate de plomb, qu'on lave ensuite, et l'on réunit cette eau de lavage à la première liqueur. On fait ensuite évaporer le liquide en consistance de sirop, et l'on verse dessus un alcool qui doit contenir au moins 0,80 d'alcool absolu. Il dissout le muriate de chrôme, et laisse intact le muriate de plomb. On distille le liquide alcoolique jusqu'à consistance de sirop; on dissout le résidu dans 20 à 30 parties d'eau distillée, et on ajoute à la liqueur filtrée autant de carbonate de potasse ou de soude qui est nécessaire pour la précipitation. On peut se convaincre du succès par la décoloration complète du liquide. Le précipité floconneux d'un vert bleuâtre doit, après

avoir été lavé et séché, être mêlé avec 6 parties de nitrate de potasse ; on remplit à moitié de ce mélange un creuset de Hesse, et l'on tient en fusion à une chaleur rouge jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de gaz nitreux. L'*acide* nitrique est décomposé ; l'oxide de chrôme est converti en *acide chromique* qui s'unit à la potasse du nitrate.

On dissout la masse dans de l'eau distillée, qui prend une couleur orangée. Si la matière contient encore de l'oxide de chrôme, il faut ajouter du nitrate et répéter la fusion, afin que l'oxide s'acidifie. La dissolution contient, outre le chromate alcalin, un peu de nitrate non décomposé et de la potasse libre.

On sature la dissolution avec l'*acide* nitrique ; on ajoute du nitrate d'argent, d'où il résulte un chromate d'argent en beau rouge carmin. La liqueur surnageante perd sa couleur jaune, et devient incolore dès qu'elle ne contient plus ni *acide chromique*, ni chromate de potasse.

Le chromate d'argent, séparé par le filtre, doit être bien lavé. On le délaie ensuite dans 10 parties de son volume d'eau, et on y verse de l'*acide* muriatique étendu jusqu'à ce que la couleur rouge soit entièrement disparue, et que tout l'argent soit converti en muriate d'argent : en raison de la décomposition que l'*acide chromique* éprouve de la part de l'*acide* muriatique, il est nécessaire d'éviter l'excès de cet *acide*, et pour cela il faut de temps en temps essayer la liqueur par le nitrate d'argent. Il faut de même s'assurer, par l'*acide* muriatique, si la liqueur ne contient pas encore d'argent.

On évapore le liquide jaune qui contient de l'*acide chromique* libre jusqu'à consistance syrupeuse, ce qui lui donne une teinte rougeâtre. Refroidie dans des flacons bouchés, il se dépose de petits cristaux déliquescents à l'air. L'*acide chromique* évaporé à siccité est sous la forme d'une poudre rouge jaunâtre foncée, qui attire aussi rapidement l'humidité que le muriate de chaux.

La rareté du plomb rouge lui a fait substituer la serpentine. On verse sur cette substance porphyrisée son poids d'*acide* sulfurique concentré auquel on ajoute 10 parties d'eau. Lorsque l'action de l'*acide* a cessé, on décante la liqueur ; on y ajoute du carbonate de potasse jus-

qu'à ce que la couleur du précipité soit passée du blanc au verdâtre ; on sépare le liquide du précipité par le filtre, et on y verse de la potasse jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. Ce dépôt contient, outre l'oxide de chrôme, une quantité considérable d'oxide de fer. Lorsqu'il est très-sec, on doit le chauffer au rouge avec le double de son poids de nitrate de potasse, et traiter ensuite comme il a été indiqué pour l'oxide de chrôme extrait du plomb rouge.

Les propriétés de l'*acide chromique* sont de cristalliser dans des vases clos en petits cristaux confus. Par l'évaporation à siccité, on obtient une poudre d'un rouge jaunâtre ; par l'un ou l'autre moyen, il attire puissamment l'humidité de l'air. Vauquelin l'a trouvé inaltérable à l'air; mais, selon Richter, cela provient d'un peu de plomb qu'il retenoit. Sa saveur est âcre et très-métallique.

L'eau dissout cet *acide* avec facilité ; la dissolution a une couleur d'un jaune doré. Cet *acide* rougit fortement la teinture de tournesol. Lorsqu'on le chauffe, il s'en dégage du gaz oxigène, et se convertit en un oxide vert. Du papier trempé dans l'*acide chromique* exposé à la lumière prend une couleur verdâtre ; fondu avec le borax ou avec le verre, il leur communique une couleur verte ; chauffé avec du charbon, il s'approche de l'état métallique.

Lorsqu'on le fait digérer avec l'*acide* muriatique, il se décompose en partie, comme Richter l'a remarqué. Il passe à l'état d'oxide vert, et il se forme de l'*acide* muriatique oxigéné ; l'*acide* muriatique acquiert alors la propriété de dissoudre l'or.

Quand on mêle l'*acide chromique* avec la limaille d'étain et l'*acide* muriatique, il devient d'abord d'un brun jaunâtre, et passe ensuite à un beau vert : cela a généralement lieu avec les substances qui ont la propriété de désoxider les corps.

L'*acide* nitrique ne paroît pas l'altérer ; mais si l'on y ajoute un peu de potasse et d'*acide* nitrique, il prend momentanément une couleur d'un vert bleuâtre, qu'il conserve même après la dessication ; l'éther pur lui communique la même couleur.

L'*acide* sulfurique n'agit pas à froid sur l'*acide chro-*

mique; si l'on chauffe le mélange, il prend une couleur d'un vert bleuâtre : cela est dû probablement à ce que l'*acide* sulfurique favorise le dégagement du gaz oxigène.

Les rapports de l'oxigène pour le radical ne sont pas exactement déterminés. Vauquelin, qui obtint de 72 parties d'*acide chromique*, 24 parties de chrôme métallique, établit ses proportions à 0,33 de chrôme et 0,67 d'oxigène. Comme d'après les remarques de Richter cet *acide* ne peut pas être considéré pur, étant combiné avec du plomb, on ne peut ajouter une grande confiance à ces résultats.

Cent parties de chrôme métallique exigent, selon Richter, 42 d'oxigène pour passer à l'oxide vert, et 58 parties d'oxigène pour arriver à l'état d'*acide chromique;* ou bien 100 parties d'oxide renferment 70,42 de chrôme et 29,58 d'oxigène, et 100 parties d'*acide chromique* sont composées de 63,3 de chrôme et de 36,7 d'oxigène. (Voyez *Richter*, Nouveaux Objets en chimie, 10e cahier, p. 45.) Les expériences de Godon se trouvent très-opposées à ce résultat (Annal. du Muséum, t. 4, p. 241); il avance que 12,6 d'oxide de chrôme exigent 4,4 d'oxigène pour passer à l'état d'*acide chromique;* en conséquence, 100 parties d'*acide chromique* contiendroient 74 de chrôme et 26 d'oxigène.

Acide citrique. Acidum citricum. *Zitronensäure.*

Cet *acide* existe dans le suc de citron combiné avec d'autres matières. Georgi parvint à séparer les parties mucilagineuses mêlées à cet *acide*, en enfermant le suc de citron dans des flacons bien bouchés, qu'il déposa dans la cave. Au bout de quatre ans la liqueur étoit claire comme de l'eau, le mucilage s'étoit déposé en flocons; il exposa ensuite l'*acide* à une température de 23 degrés Fahr., pour geler la plus grande partie d'eau; il resta un *acide* assez concentré.

Schéele est le premier qui obtint l'*acide* pur. Il fit bouillir le suc de citron et le satura par le carbonate de chaux. Dans cette expérience, l'*acide citrique* se combine avec la chaux et se précipite. Lorsque le citrate de chaux fut bien lavé et séché, on y versa autant d'*acide* sulfurique étendu de six parties d'eau, qu'il en faut pour

saturer la chaux employée. La chaux se combine avec l'*acide* sulfurique, et l'*acide citrique* reste dans la liqueur surnageante. On fit bouillir le mélange pendant quelques minutes. On filtra et on évapora très-lentement jusqu'à consistance de sirop, alors l'*acide citrique* cristallisa.

D'après Dizé, 100 livres de suc de citron exigent à peu près 6 $\frac{1}{4}$ de carbonate de chaux, et moitié du poids de citrate calcaire, d'*acide* sulfurique. Il a trouvé avantageux d'interrompre tous les deux jours l'évaporation, pour séparer le sulfate de chaux. Journal de Pharmacie, n. 6, p. 42.

Selon Proust, il faut 4 parties de chaux pour saturer 94 parties de suc de citron, ce qui donne 7 $\frac{1}{2}$ parties de citrate calcaire. Celui-ci demande pour être décomposé 20 parties d'*acide* sulfurique de 1,15.

Shéele avoit aussi remarqué qu'un excès d'*acide* sulfurique étoit nécessaire pour décomposer tout le citrate calcaire. Selon Dizé, cet excès d'*acide* sert à décomposer le mucilage qui est combiné avec le citrate de chaux.

Il est cependant plus probable d'après Nicholson et Proust que l'*acide* sulfurique décompose même une partie d'*acide citrique*, le carbonise et empêche par-là sa cristallisation.

Richter a proposé de saturer le suc de citron par le carbonate de potasse, et de précipiter la liqueur par l'acétate de plomb. Il décompose ensuite le précipité, le citrate de plomb, par l'*acide* sulfurique étendu, et par une évaporation lente il fait cristalliser l'*acide citrique*.

Brugnatelli a séparé le mucilage du suc de citron par l'alcool, et il a obtenu par évaporation l'*acide citrique* cristallisé.

Les cristaux d'*acide citrique* sont des prismes à faces rhomboïdales, dont les angles sont inclinés de 120 degrés 60 minutes. Les prismes sont terminés aux deux sommets par des faces trapézoïdes.

L'*acide citrique* est inaltérable à l'air; sa saveur est très-aigre. Cent parties se dissolvent dans 75 parties d'eau à 54 deg. Fahr. (12,22 centig.) L'eau bouillante en dissout le double de son poids. La solution se décompose à la longue.

L'*acide citrique* exposé au feu, se fond, se bour-

souffle; exhale des vapeurs âcres; il reste un peu de charbon.

A la distillation, une partie passe dans le récipient, une autre se décompose, forme du vinaigre, du gas *acide* carbonique et du gaz hydrogène carboné.

L'*acide* sulfurique le convertit en *acide* acétique. Schéele a essayé en vain de le transformer en *acide* oxalique par l'*acide* nitrique. Westrumb a cependant vu qu'une petite quantité d'*acide* nitrique étoit capable de le convertir en *acide* oxalique, et qu'une grande quantité d'*acide* nitrique le changeoit en *acide* acétique. Les expériences de Westrumb ont été confirmées par Fourcroy et Vauquelin.

On trouve aussi de l'*acide citrique* dans les groseilles, les framboises, les cerises, etc.

Le verjus contient cet *acide* en très-grande quantité, d'où on pourroit le retirer avec avantage. Il est remarquable que le verjus à mesure qu'il approche de sa maturité, l'*acide citrique* disparoît de manière que dans le raisin mûr on n'en trouve aucune trace; il est remplacé par la matière sucrée et le mucilage. (*Proust*, Journal de Physique.)

L'*acide citrique* est composé de carbone, d'hydrogène et d'oxigène.

On s'en sert dans la teinture des soies, dans l'imprimerie des cotons, pour enlever les taches de rouille, etc.

Acide fluorique. Acidus fluoricum. *Flussæure.*

On obtient cet *acide* en versant sur du spath fluor, ou fluate de chaux pulvérisé, 3 parties d'*acide* sulfurique, et en exposant le mélange à une douce chaleur; il s'en dégage un gaz, qu'on peut recueillir sous des cloches remplies de mercure : ce gaz est l'*acide fluorique*.

On peut l'obtenir aussi sans *acides* minéraux. A cet effet, on fait fondre le fluate de chaux avec le carbonate de potasse; on lessive la masse fondue par l'eau, et on y ajoute une dissolution d'acétate de plomb. Le précipité, traité dans une cornue avec du charbon, donne du plomb et de l'*acide fluorique*.

Comme cet *acide* dissout la silice, on ne doit se servir

que de vaisseaux d'étain ou de plomb. Les cornues de platine, d'or ou d'argent, seroient encore plus avantageuses, si le prix permettoit leur emploi. Des vases de verre, enduits intérieurement d'une couche de çire, pourroient servir pour recueillir le gaz.

L'*acide fluorique* contient fréquemment un peu d'*acide* sulfurique, qu'il entraîne dans la distillation; on le sépare en y versant de l'eau de barite. Il faut cependant s'arrêter quand elle ne forme plus de précipité.

La pesanteur spécifique du gaz *acide fluorique*, n'est pas encore déterminée. Elle est cependant plus grande que celle de l'air atmosphérique : une bougie allumée s'y éteint, les animaux y meurent, les teintures bleues végétales en sont rougies ; son odeur se rapproche de celle de l'*acide* muriatique. Lorsqu'il contient de la silice, il se forme, au contact de l'air humide, des vapeurs blanches qui proviennent de la précipitation de la silice.

Le gaz est promptement obsorbé par l'eau, avec dégagement de chaleur. On n'a pas encore déterminé quelle quantité d'eau il peut absorber. Cette solution du gaz dans l'eau est appelée, par les chimistes, *acide fluorique*. Il a une pesanteur plus considérable que l'eau pure ; sa saveur est aigre ; il rougit les couleurs bleues. Selon Priestley, une température de 23 degrés Fahrenh. suffit pour le faire geler. Si l'on chauffe l'*acide fluorique* liquide, l'*acide* se volatilise en gaz; mais elle retient fortement les dernières parties. Aucune substance n'altère cet *acide*, soit à l'état gazeux, soit à l'état liquide.

Le cuivre, le zinc, le fer et l'arsenic, sont oxidés par l'*acide* liquide ; mais les autres métaux n'en sont point attaqués. L'action de cet *acide* à l'état de gaz, est très-foible sur lès métaux.

La propriété la plus remarquable de cet *acide*, est la promptitude avec laquelle il attaque la silice. Il corrode en peu de temps les verres les plus épais, et tient la silice dissoute en gaz. Au moment où ce gaz fluorique silicé est en contact avec l'eau, la silice s'en sépare sous la forme d'une croûte; et malgré toutes les précautions que l'on puisse prendre, le gaz fluorique retient toujours de

la silice, si le fluate de chaux dont on s'est servi en contient. Selon Schéele, on peut enlever à l'*acide fluorique* toute la silice : pour cela, on le sature par l'ammoniaque, qui précipite la silice; il se forme du fluate d'ammoniaque pur, que l'on décompose ensuite dans des vaisseaux de plomb, par l'*acide* sulfurique.

La propriété que possède cet *acide*, de corroder le verre, est employée pour graver sur le verre. A cet effet, on applique une couche de cire sur le verre; on enlève cette cire aux endroits où l'on veut faire paroître le dessin, et on l'expose à l'action du gaz *acide fluorique*. On emploie ce procédé pour faire des étiquettes sur les bouteilles, et pour graver des échelles pour les thermomètres.

Cette action de l'*acide fluorique* étoit connue plutôt que l'*acide* lui-même.

Schwankhard, négociant de Nuremberg, en avoit fait usage en 1670. Pauli, à Dresde, corroda du verre avec ce gaz, en 1725. Van Beckmann, Histoire des Découvertes, t. 5, p. 547, et la collection de Breslaw, t. 31, p. 109, dit avoir décomposé dans une cornue, par le moyen de l'*acide* nitrique, l'émeraude de Bohême, appelée aussi *hesphorus*, qui luit dans l'obscurité. Si l'on veut employer cet *acide* rongeant, on prend une lame de verre sur laquelle on fait des dessins avec du soufre et du vernis; on entoure le tout avec un bord de cire, et on verse l'*acide* dessus : le verre est corrodé, et les dessins paroissent très-visibles à la surface du verre.

Sans être instruit de ces expériences, le comte de Gesler en Allemagne (*voyez* Ann. Chim. de Crell, t. 2, p. 494), Puymarin en France (*Rozier*, Journ. de Phys., t. 32, p. 419), et plusieurs autres, employèrent cet *acide* avec la même intention. Une des principales manières de corroder avec l'*acide fluorique*, c'est, d'après Puymarin et Yélin, d'arroser les endroits à graver avec l'*acide fluorique* liquide, et de laisser sécher au soleil. Ce mode, quoique plus long, donne les gravures les plus prononcées. Voyez *Klaproth* dans le *Monatschrift* de *Berl. Acad. der Kuenste*, 1788, et dans le Magasin de Pfingsten, t. 1, p. 71.

Les principes de cet *acide* sont inconnus, il faut le ranger encore dans la classe des substances indécomposées.

C'est à Schéele que nous devons la découverte de cet *acide*. Marggraf a publié, il est vrai, un mémoire dans ceux de l'académie de Berlin de 1768, sur le spath fluor, où il démontra qu'il ne contient pas d'*acide* sulfurique. Il essaya de le décomposer en le distillant avec partie égale d'*acide* sulfurique; il obtint un sublimé blanc qu'il prit pour du spath fluor volatilisé, et à son plus grand étonnement, il remarqua que la cornue de verre étoit rongée et même trouée à quelques endroits. (*Voyez* Marggraf, Histoire de l'Académie des Sciences de Berlin, 1768, page 3.)

Schéele qui fit une analyse exacte du spath fluor, s'assura qu'il étoit composé de chaux et d'un *acide* particulier.

Plusieurs chimistes élevèrent des doutes sur les caractères de cet *acide*.

Priestley et Monnet le prirent pour de l'*acide* sulfurique modifié. Boulánger et Abilgard pour de l'*acide* muriatique volatilisé par la silice, Sage et Bosc d'Antic pour une modification d'*acide* phosphorique.

Comme on se servit au commencement de vaisseaux de verre pour dégager cet *acide*, on remarqua que l'eau en séparoit une terre. Achard l'avoit regardé comme une terre particulière qui se volatilisoit avec l'*acide* sulfurique; ce phénomène avoit aussi lieu avec d'autres *acides*, et on obtenoit la séparation de la terre par des alcalis; on l'appela *terre volatile du spath fluor*.

Schéele et Bergmann l'ont pris pour de véritable silice; mais ils croyoient qu'elle se formoit par des vapeurs avec l'eau.

Wiegleb est le premier qui montra la véritable origine de cette terre. Ses expériences lui firent voir que la cornue qui avoit servi à la distillation de l'*acide fluorique*, avoit diminué à peu près en poids égal à celui que donnoit la terre que l'on avoit obtenue, et que la cornue étoit intérieurement corrodée. Il en conclu que l'*acide fluorique* avoit la propriété de dissoudre la silice, et qu'il la prenoit au verre. La vérité de ces faits fut mise par la suite hors de doute, en ce que Scopoli se servit pour la préparation de cet *acide* d'une cornue d'argent dorée dans

l'intérieur, Wenzel d'une cornue de plomb, et Meyer d'une cornue d'étain. Dans toutes ces expériences, il ne se montra pas une trace de silice, mais il en passa lorsqu'on ajoutoit au mélange dans la cornue du quartz ou du verre.

Shéele et Bergmann renoncèrent alors à leur opinion, sur la formation de la silice. (*Voy.* les Mémoires de Schéele en allemand, tome 2, page 5; *Bergmann*, Opuscul. 3, page 357; *Wiegleb* dans Crell, Nouvelles découv., t. 1, p. 3; *Meyer*, dans les Annales de Chimie, 1785, t. 2, p. 520.)

Klaproth a découvert cet *acide* dans le *kryolithe*, combiné avec la soude et l'alumine, et dans les topazes. Bucholz l'a trouvé dans le *pycnite*.

On l'a rencontré aussi dans quelques os fossiles (1).

Acide formique. Acidum formicarum. *Ameisensæure.*

Vers la fin du 15ᵉ siècle, plusieurs botanistes ont observé qu'une fleur de chicorée mise dans un tas de fourmis, perdoit sa couleur bleue, et devenoit d'un rouge de sang. Ce fait est encore cité dans les Mémoires de Langhain, d'HieronimusTragus, Otho Bransfeld, de Jean Bauhin, etc.

Malgré ce phénomène, on étoit encore éloigné d'attribuer cette cause à l'action d'un *acide*, jusqu'à ce que Samuel Fischer, qui s'occupoit à distiller des substances animales, obtint cet *acide* à l'état liquide, et essaya son action sur le plomb et le fer. Il communiqua ses

---

(1) MM. Gay Lussac et Thenard, en calcinant dans un tube de fer un mélange de fluate de chaux et d'*acide* boracique vitrifié, ont obtenu une grande quantité de gaz *acide fluorique*. Ce gaz produit avec l'air et avec les autres gaz, des vapeurs très-épaisses (excepté avec le gaz *acide* muriatique), pourvu que ces gaz n'aient point été desséchés. Les auteurs regardent ce gaz fluorique comme un excellent moyen pour indiquer la présence de l'eau hygrométrique dans les gaz.

Ce gaz n'a aucune action sur le verre; il tenoit en dissolution une grande quantité d'*acide* boracique. Il attaque et charbonne facilement les matières végétales.

Le fluate de chaux calciné avec le phosphate *acide* de chaux n'a donné que très-peu de gaz. Ils ont obtenu par ce moyen un *acide* liquide qui répand dans l'air des vapeurs épaisses, qui s'échauffe et entre même subitement en ébullition avec l'eau; il désorganise promptement la peau et forme des cloches.

Le potassium fondu dans du gaz fluorique siliceux, s'enflamme et absorbe beaucoup d'*acide fluorique*, et il se forme une matière solide d'un brun rougeâtre. (*Voyez* Annal. de Chimie, t. 69.) (*Note des Trad.*)

observations à Jean Wray, qui les publia dans les Transactions philosophiques pour l'année 1670.

Par la suite, Sperling, Homberg, Neumann et autres, s'assurèrent de l'existence de cet *acide*. Les expériences les plus importantes, sont celles de Marggraf en 1749, constatées par Rouelle en 1770, ainsi que celles publiées par Arvidson et Oehrn en 1777.

Ces derniers ont fait voir que la *formica rufa* Linn. contenoit plus d'*acide* que toute autre espèce, et que la saison amenoit aussi une différence dans la quantité, et qu'en général les fourmis en rendoient plus aux mois de juin et juillet.

Il existe deux procédés pour obtenir cet *acide* des fourmis, la distillation et la lixivation. Le premier a été suivi par Marggraff et par d'autres chimistes; le deuxième est dû à Arvidson et Oehrn. A cet effet, on introduit les fourmis, après les avoir nettoyées et séchées, dans une cornue; on y adapte un récipient, et l'on donne une légère chaleur qu'on augmente par degrés, jusqu'à ce que tout l'*acide* soit passé. Une livre de fourmis a donné 7 onces et demie d'*acide*, dont la pesanteur spécifique à la température de 15°, est à l'eau comme 1,0075 est à 1,0000. Guyton-Morveau a annoncé qu'il avoit obtenu par ce procédé, de 49 onces de fourmis, 23 onces 2 gros d'un *acide* passablement concentré.

Pour obtenir l'*acide* d'après le deuxième procédé, on lave les fourmis à l'eau froide, on les étend ensuite sur un linge, et on les met infuser dans l'eau bouillante; on décante cette première eau, et on ajoute une nouvelle quantité pour enlever tout l'*acide*; on comprime ensuite le linge, et l'on filtre. Une livre de fourmis a donné par ce procédé une pinte d'*acide* semblable, quant au goût, à l'*acide* acétique, mais d'une pesanteur spécifique plus grande.

L'*acide* que l'on obtient par l'un ou l'autre procédé, retient toujours un peu d'huile; alors on le distille à une douce chaleur, jusqu'à ce qu'il soit incolore.

Hermbstædt désapprouve l'un et l'autre procédé. Il prétend qu'on détruit une partie de l'*acide* par la distillation, qu'il est mêlé à de l'huile décomposée, et que par la

lixivation l'*acide* se trouve trop étendu ; il propose en conséquence le procédé suivant : on comprime les fourmis vivantes dans un sac de toile entre deux plaques d'étain ; on obtient un suc brun mucilagineux, qu'on laisse reposer quelque temps. Il se sépare une huile combinée de parties mucilagineuses, qui se coagule facilement par le froid. On décante et on distille le liquide à une douce chaleur, dans une cornue placée sur un bain de sable ; l'*acide* passe pur, et il reste dans la cornue une substance brune résineuse.

Deux livres de fourmis ont donné par l'expression, 21 onces $\frac{1}{4}$ de liquide brun, dont on retira, par la distillation, 6 onces $\frac{1}{2}$ d'*acide* pur.

D'après de nouvelles recherches de Fourcroy et Vauquelin, l'*acide formique* n'est pas un *acide* particulier, mais une combinaison d'*acide* acétique et d'*acide* malique.

Ils ont fondé leur opinion sur les faits suivants.

La combinaison de l'*acide formique* avec la chaux, donne une odeur de vinaigre lorsqu'on y verse de l'*acide* sulfurique étendu, et on obtient pour produit de distillation de l'*acide* acétique ; le nitrate de plomb forme un précipité blanc abondant dans la teinture des fourmis.

Ce précipité traité par l'*acide* sulfurique, a donné un *acide* non volatil, qui avoit tous les caractères de l'*acide* malique. *Voyez* Annal. du Muséum, t. 1, p. 333.

Antérieurement aux expériences que nous venons de citer, les chimistes avoient déjà remarqué une analogie entre l'*acide formique* et l'*acide* acétique. Fourcroy cite Bergmann dans une note, mais Marggraff l'avoit dit avant lui. Les nouvelles expériences de Bouillon-Lagrange sur l'*acide* malique, viendroient encore à l'appui de cette assertion, si, comme le dit ce chimiste, l'*acide* malique est un composé d'extractif et d'*acide* acétique.

Dernièrement, Suersen a révoqué en doute les faits présentés par Fourcroy et Vauquelin ; il allègue pour raisons :

1° Que la pesanteur spécifique de l'*acide formique* obtenu par la distillation, étoit de 1,102 à 1,113, tandis que celle de l'*acide* acétique liquide ne passe jamais celle de 1,080 ;

2° Que l'*acide formique* a une odeur particulière, analogue à l'exhalaison d'une fourmilière, odeur bien différente de celle du vinaigre radical, d'où l'auteur suppose que l'*acide formique* peut être salé par un peu d'huile éthérée;

3° Que son acidité, malgré sa pesanteur spécifique plus considérable, est plus foible que celle de l'*acide* acétique pur d'une pesanteur spécifique, de 1,052;

4° Que l'*acide formique* exige pour sa saturation à densité égale, une moindre quantité de chaux, de potasse et de magnésie que l'*acide* acétique.

Mille parties d'*acide formique* d'une pesanteur spécique de 1,0525, exigent, pour être saturées, potasse 233,8, marbre 230,6, carbonate de magnésie 208,3.

Mille parties d'*acide* acétique, d'une densité égale, exigent, potasse 322,9, marbre 320,8, carbonate de magnésie 295,8.

Acide gallique. Acidum gallicum. *Gallussæure.*

On trouve sur les jeunes branches de plusieurs espèces de chênes du Levant, en Istrie et dans les contrées méridionales de la France, une substance à qui on a donné le nom de *noix de galle*. *Voyez* cet article.

Lewis, Macquer, Monnet et les académiciens de Dijon, ont fait des recherches pour connoître les propriétés de ce principe. Ils se sont servis de l'infusion de noix de galle qui contient la partie *acide* combinée avec le tannin.

Schéele est le premier qui ait isolé cet *acide*, et qui ait déterminé plus exactement ses propriétés. Voici son procédé.

Il fit infuser dans un matras 1 livre de noix de galle concassée avec 8 livres d'eau froide; au bout de quatre jours il filtra la liqueur; il la couvrit de papier gris, et la laissa pendant un mois à l'air. Au bout de ce temps, la surface fut couverte d'une moisissure; il ne s'étoit pas formé de dépôt, mais la saveur étoit moins astringente et plus *acide*. Au bout de cinq semaines, presque la moitié fut évaporée; il parut au fond du vase un précipité couvert d'une pellicule mucilagineuse. La liqueur qui avoit perdu entièrement la saveur astringente, fut filtrée pour la seconde fois et exposée à l'air. Au bout de quelque

temps, elle étoit presque évaporée, et le résidu étoit mêlé de beaucoup de précipité. On réunit les précipités, et on versa de l'eau froide dessus; lorsque le dépôt fut formé, on décanta l'eau, et on versa la quantité d'eau chaude nécessaire pour opérer la dissolution, et l'on filtra. On fit évaporer le liquide filtré à une douce chaleur; pendant l'évaporation il se forma un précipité comme du sable fin et mêlé de cristaux étoilés. Ce sel est gris et n'acquiert pas une plus grande blancheur malgré les solutions répétées.

Comme le procédé de Schéele est très-long, les chimistes cherchèrent un moyen plus expéditif pour préparer cet *acide*. Schéele avoit déjà observé qu'on pouvoit obtenir l'*acide* par la distillation de la noix de galle; il est alors sublimé dans le col de la cornue. Déyeux a décrit avec détail les précautions à prendre pour que l'opération réussisse. Les noix de galle concassées doivent être introduites dans une cornue de verre spacieuse, exposée au feu qu'on augmente par degré. L'*acide gallique* se sublime en lames cristallines. Il faut cesser l'opération avant que l'huile ne commence à passer; elle dissoudroit les cristaux. (*Déyeux*, Journal de Physique, 1793.)

En 1798, Proust publia le procédé suivant. On verse dans une décoction de noix de galle du muriate d'étain jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. C'est la combinaison de l'oxide d'étain avec le tannin; la liqueur surnageante contient de l'*acide gallique*, muriatique, et un peu d'oxide d'étain. Pour enlever l'oxide d'étain, il fait passer dans la liqueur un courant de gaz hydrogène sulfuré jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité brun de sulfure d'étain. Le liquide filtré contient alors de l'*acide gallique* et muriatique. On obtient le premier par l'évaporation et la cristallisation.

Richter recommande de faire évaporer l'infusion de noix de galle jusqu'à consistance de miel; de réduire en poudre fine la masse desséchée, de verser dessus de l'alcool froid, et de distiller ensuite l'alcool décanté dans une cornue jusqu'à la 8e partie. On dissout le résidu dans l'eau, et, par une évaporation répétée, on obtient l'*acide gallique* en petits cristaux blancs sous forme d'aiguilles.

Dizé fait digérer la noix de galle avec l'éther sulfurique à froid et sépare l'éther ensuite par la distillation. Il verse, sur le résidu, partie égale d'eau, et y ajoute quelques gouttes d'*acide* sulfurique jusqu'à ce que le liquide soit sensiblement *acide*. On ajoute à la liqueur filtrée de la barite pure jusqu'à ce que tout l'*acide* sulfurique soit enlevé. On fait évaporer le liquide filtré à une chaleur douce, et l'*acide* cristallise.

Davy indique le procédé suivant. On fait bouillir une infusion de noix de galle avec du carbonate de barite ; on obtient un liquide d'un vert bleuâtre, qui est une combinaison de l'*acide gallique* avec la barite ; on filtre et on précipite la barite par l'*acide* sulfurique étendu ; la liqueur surnageante est une solution incolore de l'*acide gallique*. (Journ. of the Royal Inst., p. 274.)

Comme les procédés ci-dessus sont longs et dispendieux, celui de Richter par l'alcool absolu mérite une attention particulière. D'après lui, on fait évaporer la décoction de noix de galle à une douce chaleur jusqu'à siccité, et l'on pulvérise la masse ; on la laisse ensuite quelques heures à une douce chaleur, afin de s'assurer de sa dessication. Alors on la fait digérer à la même température à plusieurs reprises avec de l'alcool absolu.

Si l'on emploie, pour la première fois, le double d'alcool de la poudre brune, il dissout déjà autant d'*acide gallique* qu'il est possible ; néanmoins la liqueur reste claire et a une couleur jaune de paille. On mêle ensuite les liqueurs alcooliques, on les distille dans une cornue jusqu'à siccité ; on redissout dans l'eau pour séparer les parties résineuses ; on décante la liqueur éclaircie par le repos, et on la fait évaporer doucement dans une capsule de porcelaine, couverte de papier. Si l'opération a réussi, l'*acide* cristallise en cristaux légers, plumeux, que l'on sépare en décantant le liquide. On les fait sécher dans la même capsule sans augmenter la chaleur.

Par ce moyen on évite toute filtration, ainsi que le contact des cristaux avec le papier qui contient presque toujours quelques atomes d'oxide de fer, dont la présence suffit pour changer la couleur blanche des cristaux. Par la même raison, il faut éviter tout vaisseau de fer.

Cet *acide* est d'une saveur *acide* astringente. Lorsqu'il est échauffé, il répand une odeur aromatique en quelque sorte désagréable. La teinture du tournesol en est rougie.

Selon Richter, il se dissout dans 20 parties d'eau froide, et dans 3 parties d'eau bouillante. A la température ordinaire, il faut 4 parties d'alcool pour en dissoudre une, et parties égales lorsqu'il est bouillant. L'éther le dissout aussi, mais en petite quantité.

Exposé à l'action de la chaleur, il se sublime sans être altéré; à un grand degré de feu, il se décompose en partie. La décomposition s'opère encore plus rapidement lorsqu'on fait distiller une dissolution aqueuse de cet *acide*. Les produits sont, d'après Déyeux, du gaz oxigène, du charbon et un liquide *acide*. Déyeux conclut de ses expériences que l'*acide gallique* est composé d'oxigène et d'une plus grande quantité de carbone que celle qui se trouve dans l'*acide* carbonique. D'autres l'ont déclaré pour un composé triple d'oxigène, de carbone et d'hydrogène, parce qu'on en obtient de l'eau qui doit se former par la distillation.

Wuttig prétend qu'il est composé d'azote, de carbone et d'oxigène; car lorsqu'il soumit à la distillation le gallate d'étain, il obtint 120,350 pouces cubes de gaz qui étoit composé de 12,344 d'*acide* carbonique, de 17,773 de gaz oxigène, et de 90,233 de gaz azote. Il n'a point trouvé de gaz hydrogène. Par la distillation de l'*acide gallique* cristallisé, il n'obtint pas non plus d'hydrogène.

Comme résidu du gallate d'étain, on trouva dans la cornue une masse noire légère, de laquelle on peut obtenir l'étain plus près de l'état métallique en la faisant calciner. L'oxigène ne seroit-il pas produit en partie par l'oxide d'étain (1)?

Lorsque Rink précipita le tannin d'une infusion de noix de galle par l'étain dissout dans la potasse par l'addition de l'acétate de plomb liquide, il remarqua l'odeur du gaz nitreux. Le même vit aussi se former des vapeurs rouges épaisses, lorsqu'après la séparation du tannin il satura la décoction par la potasse, et ajouta au liquide filtré du sul-

(1) Bouillon-Lagrange obtint du gaz hydrogène carboné en distillant de l'*acide gallique*. (*Voyez* Annal. de Chimie, t. 56.)

fate de fer en remuant le mélange exposé à une douce chaleur. Ces phénomènes indiqueroient la présence de l'azote dans l'*acide gallique* (si toutefois les substances employées étoient pures).

Wuttig regarde l'*acide gallique* comme le principe astringent des plantes, et le croit identique avec le tannin. Quant à l'*acide* même, il le suppose susceptible de plusieurs degrés d'oxidation, et distingue trois espèces d'*acides* d'une force d'acidité plus ou moins grande.

Wuttig déduit l'identité des deux principes des phénomènes suivants. Une infusion aqueuse de noix de galle fut évaporée à consistance extractive, et l'extrait traité par l'alcool. On précipita la liqueur filtrée par une dissolution de gélatine. Lorsqu'il y avoit encore une petite quantité de liquide qui fut précipité par la dissolution de fer, on y ajouta un peu de muriate d'étain qui forma un précipité jaunâtre abondant. Le liquide filtré ne fut pas altéré par la dissolution de fer. Comme le tannin a la propriété de former une substance élastique avec la gélatine, et de donner un précipité avec la dissolution d'étain, Wuttig croit avoir démontré, par cette expérience, qu'il n'y a pas de différence entre l'*acide gallique* et le tannin.

Les raisons qu'il allègue pour prouver les différents degrés d'oxigénation, sont insuffisantes.

Selon les recherches d'un chimiste français, l'*acide gallique* est de l'*acide* benzoïque, combiné avec du tannin.

L'air atmosphérique ne change pas l'*acide gallique*. Une dissolution dans l'eau en est cependant décomposée peu à peu. Les *acides* sulfurique, nitrique et muriatique oxigéné décomposent l'*acide gallique*; par les deux derniers on peut le convertir en *acide* oxalique.

ACIDE LACCIQUE. Acidum laccicum. *Lacksæure.*

En 1786, Anderson fit mention, dans une lettre adressée au gouverneur de Madras, que les habitants des forêts des environs avoient apporté des nids d'insectes qui étoient semblables au *cypræa moneta*. Quelques échantillons que possède Blumenbach ressemblent, pour la forme et pour la grosseur, aux graines de café. Anderson s'est assuré,

par la suite, que ces nids étoient les enveloppes d'une espèce de pou inconnu jusqu'alors. Il est parvenu à les propager sur différents arbres de son voisinage.

Dans un examen plus approfondi de cette substance, qu'il appela *lacque blanc*, il lui trouva beaucoup d'analogie avec la cire des abeilles.

L'insecte prépare aussi une petite quantité de miel qui est semblable à celui de l'abeille ; les habitants mangent cette substance avec plaisir en raison de sa saveur sucrée.

En 1789, on envoya en Europe une petite quantité de ce lacque en partie dans son état naturel, et en partie fondu en gâteaux; et, en 1793, à la sollicitation de M. Joseph Banks, on examina ses propriétés chimiques. Les résultats de ces recherches se trouvent dans les Philosoph. Transact. de 1794.

Chaque insecte prépare vraisemblablement un morceau de ce lacque qui pèse 3 à 15 grains. Les échantillons isolés ont une couleur grise, sont opaques, rudes et arrondis. Lorsqu'il est purifié, en le faisant passer à travers une toile, il a une couleur brune, est fragile, dur et d'une saveur amère. A une température de 145 degrés 62,78 centig., il fond dans l'eau et dans l'alcool. Comme il a plusieurs propriétés communes avec la cire des abeilles, M. Péarson présume que ces deux substances ne diffèrent que dans les proportions des parties constituantes.

Deux mille grains de lacque ont été exposés à une chaleur capable de le faire fondre ; lorsque la matière devint molle et liquide, elle donna 350 grains d'une liqueur aqueuse, rougeâtre, d'une odeur de pain frais. M. Péarson, qui lui a trouvé des propriétés *acides*, l'a appelé *acide laccique*.

Cet *acide* a les propriétés suivantes. Il rougit le papier de tournesol ; après avoir été filtré, sa saveur est foiblement saline, un peu amère, mais nullement *acide*.

Lorsqu'on le chauffe, il a l'odeur de pain nouvellement cuit; par le repos, il s'en sépare une petite quantité de sédiment.

Sa pesanteur spécifique est de 60 degrés Fahr. 15,56 centig. de 1,025.

Lorsqu'on fait évaporer la liqueur jusqu'à ce qu'elle se

trouble fortement, il se forme de petits cristaux en aiguilles, entourés d'une pellicule mucilagineuse.

La distillation de 250 grains de cet *acide* dans une cornue a présenté les phénomènes suivants. A mesure que la liqueur s'échauffe, il se forme des nuages mucilagineux qui disparoissent par une augmentation de chaleur; à une température de 200° Fahr. 93,33 centig., la distillation est rapide. Il reste, comme résidu, une petite quantité de matières extractives; le produit liquide encore chaud a toujours l'odeur de pain frais, est parfaitement transparent et jaunâtre. Le papier de tournesol, mis dans le récipient, en est rougi. Un autre papier, imprégné de sulfate de fer, étant humecté de potasse, ne passe pas au bleu, preuve qu'il n'y a pas d'*acide* prussique.

Cent grains de liquide distillé furent évaporés jusqu'à ce que la liqueur devint trouble; après quelque temps de repos, on observa de petits cristaux en aiguilles, qui, regardés à la loupe, sembloient être rangés comme l'ombelle des fleurs de persil; réunis ils ne pesèrent que $\frac{1}{4}$ de grain. Leur saveur étoit amère sans être *acide*.

Cent grains du même liquide distillé furent évaporés à siccité; il resta une masse noirâtre qui, étant chauffée dans une cuiller, ne disparut pas entièrement. De l'*acide* oxalique, traité de la même manière, disparut en totalité sans laisser quelques traces de résidu.

Le carbonate de chaux fait effervescence avec ce liquide, et la chaux s'y dissout. La dissolution avoit une saveur amère, ne rougit pas le papier de tournesol, et est abondamment précipitée par le carbonate de potasse. Cette liqueur, contenant de la chaux et de la potasse, évaporée jusqu'à siccité et le résidu rougi au feu, il ne resta que des carbonates de chaux et de potasse.

Le nitrate de chaux ne fut point précipité par cet *acide*, mais bien le nitrate et le muriate de barite.

On a saturé 500 grains de liquide rouge provenant de la fusion de lacque, par le carbonate de soude, dont il a fallu 3 grains. Il se sépare une quantité considérable de mucilage et de carbonate de chaux. La liqueur saturée fut filtrée et évaporée à un degré convenable; elle donna, par le repos, des cristaux déliquescents qui laissèrent sur le feu du carbonate de soude.

La liqueur rouge, mêlée avec de l'eau de chaux, acquiert un aspect foiblement pourpre, et se trouble légèrement.

Le sulfure de chaux y occasionna un précipité blanc, sans qu'il se manifesta l'odeur du gaz hydrogène sulfuré.

La teinture de noix de galle y forma un précipité verdâtre; le sulfate de fer lui donna une couleur pourprée pâle, sans occasionner de précipité, pas même en y ajoutant un peu de vinaigre et ensuite un peu de potasse.

L'acétate de plomb y forma un précipité rougeâtre qui se dissout dans l'*acide* nitrique; le nitrate d'argent rendit la liqueur trouble et blanchâtre.

L'*acide* oxalique opéra sur-le-champ la séparation des cristaux blancs en aiguilles, ce qui provient probablement d'un peu de chaux qui se trouva dans la liqueur.

Le tartrate de potasse forma un précipité semblable au tartrate acidule de potasse; il ne s'est pas redissout par l'addition d'un alcali.

Des expériences ultérieures doivent décider si l'on peut regarder, selon Péarson, cet *acide* comme un *acide* particulier. *Voyez* Philosoph. Trans., 1794; *Thomson*, Systêm. de Chimie.

Acide malique. Acidum malicum. *Æpfelsæure*.

Cet *acide* a été découvert par le célèbre Schéele en 1785. On trouve dans les Transactions philosophiq., vol. 57, p. 479, que Donald Moro, en 1767, satura du suc de pommes d'été avec de la soude, et qu'il en obtint un sel moyen, cristallisé en petites feuilles rondes transparentes; mais c'est à tort qu'on attribue à Donald Moro la découverte de cet *acide*, puisqu'il n'a pas examiné, ni la nature de l'*acide*, ni l'espèce d'*acide* qu'avoit formé le sel.

C'est dans les Annales de Chimie de Crell, année 1785, vol. 2, p. 291, qu'on trouve les premières expériences exactes sur cet *acide* (Mémoires de Schéele, publiés par Hermbstædt, vol. 2, p. 373). Schéele le trouva mêlé avec l'*acide* citrique dans le suc de groseilles, et dans le suc des pommes non mûres. Schéele et d'autres

chimistes l'ont rencontré depuis ou pur ou mêlé dans beaucoup d'autres corps. Dans le suc de berberis, on le trouve sans mélange, ainsi que dans les prunes, les baies de sureau, le sorbier; presqu'à partie égale d'*acide malique* et citrique dans les groseilles (*ribes rubrum et nigrum*), dans le myrtille (*vaccinium myrtillus*), le *cratægus Aria*, les cerises (*prunus cerasus*), les fraises, framboises, etc. Fourcroy trouva l'*acide malique* dans le pollen du dattier d'Egypte. (*Voyez* Annales du Muséum d'Hist. natur., t. 1, p. 401, traduit dans le Nouveau Journal de Chimie, t. 1, cahier 5, p. 507 à 528.) Le suc de l'ananas en contient aussi, d'après Adet. Hoffmann le trouva combiné avec l'*acide* tartarique dans l'*agave americana*, et Vauquelin avec les *acides* tartarique et citrique dans la pulpe des tamarins. (*Voyez* Annal. de Chim., t. 5, p. 92.) M. Deyeux avoit annoncé que l'*acide* des pois chiches n'étoit que de l'*acide* oxalique; il est composé, d'après Vauquelin, de $\frac{1}{10}$ d'*acide* oxalique et de $\frac{9}{10}$ d'*acide malique*. Vauquelin a découvert aussi l'*acide malique* combiné avec la chaux dans la joubarbe, dans plusieurs espèces de *sedum*, dans la racine d'arum, dans plusieurs espèces de *crassula* et de mesembryanthemum. (*Voyez* Annales de Chimie, vol. 35, p. 133.)

Enfin, MM. Fourcroy et Vauquelin prétendent l'avoir rencontré dans le règne animal, dans le suc *acide* de *formica rufa*. *Voyez* Annales du Muséum d'Hist. natur., t. 1, p. 333 à 345, traduit dans le Nouv. Journ. de Chim., cahier 1[er], p. 45 à 52.

Pour obtenir l'*acide malique*, d'après le procédé de Schéele, on sature le suc de pommes par la potasse; on ajoute ensuite de l'acétate de plomb jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de dépôt; on délaie le précipité bien lavé avec de l'*acide* sulfurique étendu d'eau, jusqu'à ce que le mélange ait une saveur *acide* marquée, sans être accompagnée d'un goût sucré; on sépare le sulfate de plomb par le filtre, et l'on obtient ainsi l'*acide malique* pur. *Voyez* Annales de Crell, 1785, vol. 2, p. 295; Mémoires de Schéele, t. 2, p. 375.

Pour séparer l'*acide malique* du suc de joubarbe, M. Vauquelin a suivi le même procédé que Schéele.

Voyez Annal. de Chim., vol. 34, p. 127. Il observe seulement qu'il faut employer environ une partie d'*acide* sur deux de malate de chaux. Il est plus avantageux d'avoir une portion du sel non décomposé, on est plus certain de la pureté de l'*acide*. Il est nécessaire cependant d'approcher autant qu'il est possible du point de saturation réciproque ; car s'il n'y avoit pas assez d'*acide* sulfurique, le malate de plomb indécomposé se dissoudroit en partie dans l'*acide malique*.

Richter fait passer à travers l'*acide malique* séparé un courant de gaz hydrogène sulfuré, jusqu'à ce que la liqueur ne se colore plus ; alors on filtre, et on chasse le gaz hydrogène sulfuré surabondant par l'évaporation.

On parvient aussi à former de l'*acide malique* en traitant plusieurs substances végétales par l'*acide* nitrique et l'*acide* muriatique oxigéné. Si l'on distille, par exemple, parties égales de sucre et d'*acide* nitrique, jusqu'à ce que le mélange ait une couleur brune, on obtient une liqueur d'une saveur aigre. On sépare, à l'aide de l'eau de chaux, l'*acide* oxalique qui a pu se former ; on sature ensuite l'*acide* restant par la chaux ; on filtre la solution, et on y ajoute de l'alcool. Il se produit une coagulation qui n'est que le malate de chaux ; on le sépare par le filtre, et on lave avec de l'alcool. On dissout ensuite dans l'eau distillée, et on ajoute de l'acétate de plomb, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité de malate de plomb. On le décompose ensuite par l'*acide* sulfurique pour en séparer l'*acide malique*.

L'*acide malique*, obtenu par l'un ou l'autre procédé, jouit des propriétés suivantes. C'est un liquide d'un brun rougeâtre et d'une saveur très-acide. Si on l'évapore, il devient épais et gluant comme un mucilage ou sirop, mais ne cristallise pas. Quand on l'expose en couches minces à l'air sec, il se dessèche et prend l'aspect d'un vernis. Chauffé dans cet état à feu nu, il se boursouffle, devient noir, exhale une vapeur noire, et laisse un charbon très-volumineux. Il donne à la distillation une eau *acide*, du gaz hydrogène carboné, et du gaz *acide* carbonique. (*Fourcroy*, Syst. des Connoiss. chimiq.)

Cet *acide* est soluble dans l'eau ; conservée dans des

vases, la solution entre en fermentation et se décompose ; il s'y forme un mucilage, de l'*acide* carbonique, et il se précipite un sédiment charbonneux.

L'*acide* sulfurique charbonne cet *acide* ; l'*acide* nitrique le convertit en *acide* oxalique. (Mémoires physiques de Schéele, vol. 3, p. 381.) Cet *acide* est composé d'oxigène, d'hydrogène et de carbone, dont les proportions n'ont pas encore été déterminées.

On a observé que le cidre nouvellement préparé contenoit une quantité considérable d'*acide malique* ; dans l'ancien on trouve plus particulièrement de l'*acide* acétique, ce qui peut faire présumer que l'*acide malique* est susceptible de se transformer en *acide* acétique.

Le muriate de chaux n'est pas décomposé par l'*acide malique*, ce qui a lieu par l'*acide* oxalique. Cette différence d'action doit faire regarder ce sel comme un bon réactif pour éprouver si l'*acide malique* contient de l'*acide* oxalique.

Comme cet *acide* a beaucoup d'analogie avec l'*acide* citrique, il est nécessaire d'en établir les différences.

1° L'*acide* citrique cristallise, et l'*acide malique* ne cristallise pas.

2° Le citrate de chaux est presque insoluble dans l'eau bouillante ; le malate de chaux est très-soluble.

3° L'*acide malique* précipite le mercure, le plomb et l'argent de leurs dissolutions nitriques, ainsi que la dissolution d'or ; ce dernier se réduit et surnage avec son éclat métallique. L'*acide* citrique, au contraire, n'amène aucun changement dans les dissolutions.

4° L'*acide malique* paroît avoir moins d'affinité pour la chaux, que l'*acide* citrique. Si l'on fait bouillir, par exemple, un malate de chaux avec le citrate d'ammoniaque, il y a décomposition ; l'*acide* citrique s'empare de la chaux et forme un sel insoluble.

D'après de nouvelles expériences de MM. Bouillon-Lagrange et Vogel, l'*acide malique* est composé d'une matière extractive et d'*acide* acétique.

Ils ont saturé l'*acide malique* par l'eau de barite ; le malate de barite, distillé ensuite avec de l'*acide* phosphorique étendu d'eau, leur a donné pour produit de l'*acide* acétique.

Si l'on fait bouillir l'*acide malique* pendant quelque temps à l'air, la matière extractive se précipite; alors elle n'est plus soluble dans l'eau, et très-peu dans l'alcool.

Le précipité que forme l'*acide malique* dans une solution d'acétate de plomb, provient de la combinaison de l'extractif avec l'oxide de plomb; car si l'on décompose ce précipité par l'*acide* sulfurique, ou par l'hydrogène sulfuré, le précipité abandonne l'extractif et une quantité d'*acide* acétique qu'il retenoit.

ACIDE MELLITIQUE. Acidum mellithicum. *Honigstein saeure.*

Jusqu'à présent, cet *acide* n'a été rencontré que dans le honigstein, pierre de miel, d'où lui vient son nom. On peut l'extraire par le procédé suivant.

On fait bouillir le mellite porphyrisé avec de l'eau, à plusieurs reprises, qui dissout l'*acide mellitique* et laisse l'alumine en grande partie. Le liquide filtré doit être évaporé au bain-marie à un plus petit volume, et on obtient la solution dans l'alcool, à l'aide du broiement. La liqueur étant filtrée de nouveau, on la fait évaporer au bain-marie jusqu'à siccité; il reste une masse friable d'un blanc jaunâtre, grasse au toucher; l'eau froide la dissout; on fait évaporer cette dissolution au bain-marie, et l'on obtient quelques petites aiguilles; par une dissolution répétée et par une évaporation spontanée, l'*acide* se dépose en très-beaux cristaux.

L'*acide* présente une masse d'un gris clair en petits globules rayonnés, cristallisés en partie en prismes isolés.

Cet *acide* paroît acquérir peu à peu la faculté de cristalliser, probablement en absorbant l'oxigène de l'air.

La saveur est d'abord douceâtre acide, après amère.

Il est peu soluble dans l'eau, mais on n'a pas encore déterminé les proportions convenables.

Chauffé sur un têt à rôtir, il se décompose promptement et répand une fumée épaisse, grisâtre, qui affecte peu les organes de l'odorat; il reste une petite quantité d'une cendre légère, jaunâtre, qui, humectée d'eau,

est insipide, et n'agit ni sur le papier bleu ni sur le papier rougi de tournesol.

Toutes les expériences que l'on a tentées pour le convertir en *acide* oxalique par l'*acide* nitrique, ont été inutiles ; l'*acide* nitrique ne lui fait pas éprouver d'autre changement que de lui communiquer une couleur jaune de paille.

Les produits de la distillation de l'*acide mellitique* prouvent qu'il est composé de carbone, d'oxigène et d'hydrogène dont on ignore encore les proportions.

ACIDE MOROXOLIQUE. Acidum moroxolicum. *Maulbeerholz saeure.*

Le docteur Thomson remarqua au jardin botanique de Palerme, en septembre 1800, à la tige d'un mûrier blanc, une masse saline exsudée qui se présenta à la surface extérieure de l'écorce, comme un enduit granulé stalactiforme, d'une couleur jaunâtre, et brun noirâtre, qui avoit pénétré même l'écorce. Klaproth a reconnu par l'analyse que c'étoit un sel calcaire contenant un *acide* végétal particulier, d'une saveur analogue à l'*acide* succinique.

Pour obtenir ce sel isolé, on versa sur 600 grains d'écorce imprégnée, de l'eau bouillante distillée. La liqueur filtrée donna par l'évaporation 320 grains d'un sel en petites aiguilles d'une couleur de bois brun clair ; mille parties d'eau bouillante peuvent dissoudre 35 part., et 15 par autant d'[illegible] froide ; la dissolution n'est pas troublée ni par l'eau de b[illegible] ni par l'acétate de barite. Les carbonates alcalins en précipitent une terre brunâtre qui devient blanche par une légère chaleur, qui se dissout avec effervescence dans l'*acide* nitrique, et qui est précipitée de cette dissolution par l'*acide* sulfurique comme le gypse, et par l'oxalate de potasse comme l'oxalate de chaux.

Cinquante grains de ce sel chauffé dans une petite cornue de verre, ont donné 12 pouces cubes de gaz hydrogène mêlé de gaz *acide* carbonique, 6 à 7 grains d'une eau *acide* couverte d'une huile brunâtre. Le résidu spongieux dans la cornue étoit pour la plus grande partie de la chaux.

Une autre quantité de sel calcaire en dissolution, fut décomposée par le carbonate d'ammoniaque, et la liqueur neutre fut évaporée. Les cristaux obtenus étoient des prismes longs et étroits.

L'acétate de plomb fut promptement précipité de la dissolution de ce sel; 45 grains de ce précipité, traités avec 20 grains d'*acide* sulfurique étendu de 60 grains, la liqueur filtrée et évaporée donna 34 grains d'*acide* concret en petites aiguilles couleur de bois.

On a traité de la même manière 30 grains du sel calcaire avec 12 grains d'*acide* sulfurique; après avoir séparé le sulfate de chaux, on obtint l'*acide* concret cristallisé.

La saveur de cet *acide* isolé a beaucoup d'analogie avec celle de l'*acide* succinique. A l'air il reste sec, il est facilement soluble dans l'eau et dans l'alcool.

On fit chauffer 20 grains de cet *acide* concret dans une petite cornue de verre. Il passa d'abord quelques gouttes d'un liquide *acide*, il se sublima ensuite dans le reste de la cornue un sel prismatique sans couleur, il resta un résidu charbonneux; pour le séparer de l'*acide* sublimé, le résidu fut délayé par l'eau et filtré. La solution laissa par l'évaporation spontanée des cristaux sans couleur.

Ces expériences ont déterminé M. Klaproth à regarder cette substance comme un *acide* particulier, et à le nommer *acide moroxolique*.

Acide muqueux, Acide sacholactique. Acidum mucosum, Acidum sacholacticum. *Schleim sæure, Milchzucker sæure.*

Lorsque Schéele fit des expériences en 1780 sur le sucre de lait, il le traita aussi par l'*acide* nitrique pour voir s'il fournissoit de l'*acide* oxalique comme le sucre ordinaire. A cet effet il fit bouillir dans une cornue au bain de sable, 4 onces de sucre de lait en poudre avec 12 onces d'*acide* nitrique affoibli. L'effervescence fut si vive qu'il fut obligé d'enlever la cornue du feu, jusqu'à ce que le premier mouvement fût passé; il se dégagea du gaz *acide* carbonique et du gaz nitreux. Il continua ensuite de chauffer jusqu'à ce que le mélange eût acquis une couleur jaune. Comme au bout de quelques jours

il ne se forma pas de cristaux, il y ajouta encore 8 onces d'*acide* nitrique, et distilla jusqu'à ce que la couleur jaune fût rétablie.

Le liquide dans la cornue contenoit une poudre blanche; il devint épais par le refroidissement. On l'étendit d'eau et on filtra; il resta sur le filtre une poudre blanche pesant 7 gros et demi. Schéele trouvant à cette substance des propriétés *acides*, lui donna le nom d'*acide sacholactique*.

Lorsqu'on distille une partie de gomme adragante ou autre gomme avec 2 parties d'*acide* nitrique, il s'en sépare après le refroidissement une poudre blanche qui ne diffère pas de l'*acide sacholactique* (1); c'est pourquoi Fourcroy lui donna le nom d'*acide muqueux*.

Berthollet s'opposa à la nomination d'*acide muqueux* donnée par Fourcroy, en ce que les gommes ne fournissent pas exclusivement cet *acide*; toutes les gommes même n'en donnent pas. Celle d'Arabie, par exemple, n'en fournit presque pas, tandis que l'on en obtint beaucoup de la gomme adragante. Le mot *muqueux* ne convient pas non plus, parce que la terminaison *eux* suppose dans la nomenclature chimique un degré d'oxigénation plus élevé, et l'on manque des preuves sur cet objet. (*Voyez* Statique chimiq., t. 2, p. 135.)

L'*acide muqueux* est toujours sous forme de poudre blanche, sablonneuse, d'une saveur foiblement *acide*, croquant sous les dents. Il se dissout, suivant Schéele, dans 60 parties d'eau bouillante, et selon Hermbstædt et Guyton, dans 80 parties. Sa dissolution *acide* donna par refroidissement des cristaux. (Encycl. méthod. chim., t. 1, p. 290.) L'eau froide n'en dissout qu'une très-petite quantité.

La dissolution concentrée d'*acide muqueux* a une saveur aigre et rougit la teinture de tournesol. La pesanteur spécifique est à la température de 54 degrés Fahr. 12,22 centig. de 1,0015.

---

(1) M. Laugier a annoncé que l'*acide muqueux* retiré des gommes, est constamment altéré par le mélange d'une quantité d'oxalate de chaux, et quelquefois de mucite de chaux. Suivant ce chimiste, on peut amener l'*acide muqueux* de la gomme au même état de pureté par des digestions successives dans l'*acide* nitrique affoibli. *Voyez* Annal. de Chimie, t. 72, p. 81. (*Note des Traducteurs.*)

Cet *acide* se décompose par la chaleur; il donne à la distillation sèche, du gaz *acide* carbonique, du gaz hydrogène carboné, et un liquide *acide* brunâtre qui cristallise par le repos, un peu d'huile âcre d'un rouge *de* sang. Il se sublime dans la voûte de la cornue une substance en aiguilles ou en lames brunâtres, qui a *presque* l'odeur de l'*acide* benzoïque. Il reste encore à examiner si cet *acide* est une modification de l'*acide muqueux* (1); on trouve dans la cornue une grande quantité de charbon.

Si l'on ajoute au liquide distillé un peu de potasse, il se manifeste en chauffant le mélange une odeur d'ammoniaque, d'où résulte que l'azote fait partie de cet *acide*. Quant au carbone, à l'hydrogène et à l'oxigène, on n'en connoît pas encore les proportions.

L'*acide muqueux* n'existe pas préalablement, ni dans le sucre de lait, ni dans la gomme; il est formé dans l'opération.

Hermbstædt avoit douté de l'existence de cet *acide*, mais il a changé d'idée. Quant à l'opinion qu'il a émise sur ce que cet *acide* existe tout formé dans beaucoup d'humeurs animales, aucune expérience ne l'a encore prouvé.

Les combinaisons de cet *acide* avec les bases salifiables, ne sont pas encore connues. Tout ce que nous savons sur les mucites est dû à Schéele.

Le mucite d'ammoniaque a une saveur aigre, et se décompose au feu.

Le mucite de potasse est en petits cristaux solubles dans 8 parties d'eau bouillante. Le mucite de soude n'en diffère qu'en ce qu'il se dissout dans 5 parties d'eau bouillante. Selon Schéele, la potasse en sépare la soude.

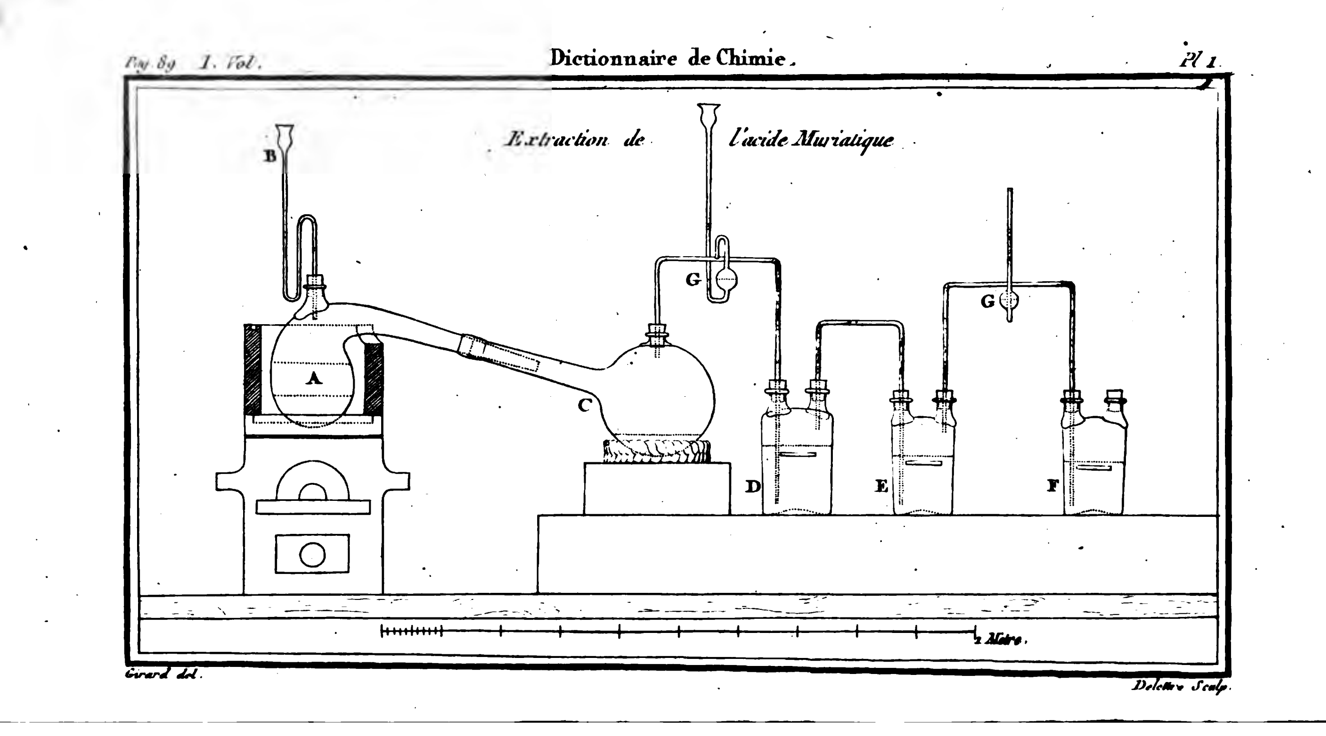
Les mucites d'alumine, de barite, de chaux et de magnésie, sont insolubles dans l'eau.

L'*acide muqueux* précipite les nitrates et les muriates de barite, de chaux et de magnésie.

L'*acide muqueux* agit à peine sur les métaux; avec les oxides il forme des sels peu solubles ou insolubles dans l'eau.

Le nitrate d'argent en est précipité en poudre blanche, de même les nitrates de mercure et de plomb; il ne précipite pas les sulfates de fer, de cuivre, de zinc et de

(1) Trommsdorff assure que les cristaux sublimés ont beaucoup d'analogie avec l'*acide* succinique. (*Note des Traducteurs.*)


Extraction de l'acide Muriatique
B
G
G
A
C
D
E
F
2 Mètre.
Girard del.
Delettre Sculp.

manganèse ; ni les muriates d'étain et de mercure. Mais les muriates alcalins précipitent toutes les dissolutions métalliques. (Voyez *Schèele*, Encyclop. méth., t. 1, p. 285; *Fourcroy*, Système, t. 7, p. 186.)

Acide muriatique, Acide marin. Acidum muriaticum. *Salzsæure.*

La nature offre cet *acide* combiné avec des bases, particulièrement avec la soude dans le sel marin; Glauber l'a obtenu le premier en décomposant ce sel par l'*acide* sulfurique, procédé qu'on emploie encore aujourd'hui. La décomposition du sel marin par l'argile n'est jamais parfaite; et si l'on emploie pour cette décomposition du sulfate de fer calciné, l'*acide* contient du fer; parce que l'*acide muriatique* a la propriété d'entraîner avec lui les oxides métalliques. La couleur jaune et l'odeur safranée de l'*acide muriatique* proviennent du fer, quand on s'est servi du sulfate de ce métal. Wenzel a observé qu'un *acide muriatique*, dégagé par un sulfate de fer impur, contenoit même quelquefois de l'arsenic.

Si l'on décompose le muriate de soude par l'*acide* sulfurique très-concentré, le mélange s'échauffe considérablement, se gonfle, et l'*acide muriatique* passe à l'état d'un fluide élastique blanc qui brise facilement les vaisseaux. On doit donc préférer l'appareil de Woulf, et faire passer le gaz dans l'eau. On décompose le muriate de soude par la moitié de son poids d'*acide* sulfurique concentré, et on met dans les flacons autant d'eau qu'on a employé de sel.

La Pharmacopée de Berlin indique le procédé suivant. On introduit dans une cornue de verre 6 livres de sel marin avec un mélange de 4 livres d'*acide* sulfurique et de 2 livres d'eau; on y adapte un ballon très-spacieux, dans lequel on met 4 livres d'eau distillée. On distille à un feu modérément gradué au bain de sable (1).

---

(1) Description *de l'Appareil pour faire l'*acide muriatique.

Pour obtenir l'*acide muriatique*, on prend 8 parties de muriate de soude décrépité et pulvérisé, on l'introduit dans une cornue A ou dans un matras qu'on place sur un bain de sable. On adapte à la cornue un matras tubulé C pour recevoir la portion d'*acide* sulfurique et d'*acide*

L'*acide muriatique* obtenu est ordinairement exempt d'*acide* sulfurique ; dans le cas contraire, on le rectifie sur $\frac{1}{2}$ livre de sel marin. Dans la proportion indiquée d'eau, on obtient l'*acide* fumant et d'une pesanteur spécifique de 1,130.

Si l'on distille l'*acide* jusqu'à moitié, celui qui reste dans la cornue n'est plus fumant. Sa pesanteur spécifique, suivant Klaproth, n'était que de 1,100, tandis que celle de l'*acide* distillé est de 1,155. La proportion de la quantité d'*acide* réel est aussi en moindre quantité ; car 1000 parties de l'*acide* distillé donnèrent 1230 parties de muriate d'argent correspondant à 218 de masse *acide*, tandis que les autres mille parties restées dans la cornue ne donnèrent que 815 de muriate d'argent à 145 de masse *acide*.

Si la rectification de l'*acide muriatique* sur le sel marin n'a pas enlevé tout l'*acide* sulfurique, il faut y verser du muriate de barite jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité ; on peut ensuite décanter et distiller. Pour en séparer le fer, on y verse du prussiate de potasse, on le décante ensuite du précipité bleu, et on le rectifie pour en débarrasser la potasse.

L'*acide muriatique*, exempt de fer, doit être préparé avec du sel marin et de l'*acide* sulfurique purifiés.

L'*acide muriatique* concentré est à l'état gazeux. On l'obtient aussi en distillant dans une cornue tubulée au bain de sable 2 parties de sel décrépité avec 1 partie d'*acide* sulfurique concentré : il faut recueillir l'*acide* sous des cloches remplies de mercure.

Le gaz muriatique a les propriétés suivantes.

C'est un fluide élastique permanent, sans couleur, transparent, d'une saveur très-*acide* et d'une odeur particulière.

Il rougit la teinture de tournesol et le sirop de violettes;

---

muriatique impur, qui passent, surtout vers la fin de l'opération. D, E, F, suite de flacons dans lesquels on met de l'eau distillée ; la quantité doit être égale au poids du sel employé. Ces flacons sont réunis par des tubes de sûreté G. Il faut avoir soin de luter exactement les jointures. Les choses ainsi disposées, on verse sur le sel 5 parties d'*acide* sulfurique à 66 degrés, à l'aide d'un tube à double courbure B. On met un peu de feu sous l'appareil, et l'on augmente la chaleur jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus rien. (*Note des Traducteurs.*)

il tue les animaux qui le respirent; il éteint les bougies: on remarque cependant que la flamme, avant de s'éteindre, acquiert une couleur d'un beau vert ou d'un blanc clair.

Ce gaz est plus lourd que l'air atmosphérique; sa pesanteur spécifique est, d'après Fontana, de 1,698, celle de l'air étant 1,000.

Kirwan le trouva deux fois plus lourd; sa pesanteur spécifique étoit de 0,002315, celle de l'air étant de 0,0012 (celle de l'eau à 1,0000).

Le gaz muriatique en contact avec l'air ou le gaz oxigène, donne des vapeurs blanches, qui sont d'autant plus fortes que ces fluides sont plus chargés d'eau.

L'eau absorbe sur-le-champ le gaz muriatique; sa température en est considérablement augmentée; l'eau qui en est chargée donne l'*acide muriatique liquide*. Son affinité pour ce liquide empêche qu'on ne s'en serve pour recueillir le gaz; la glace se fond rapidement dans ce gaz.

Dix grains d'eau peuvent dissoudre dix grains de gaz muriatique; la dissolution occupe un volume de presque 13,3 grains d'eau. Kirwan a trouvé, d'après cela, par le calcul, que la pesanteur spécifique de la dissolution est de 1,500, et la densité de l'*acide* qui s'y trouve, de 3,03. Kirwan suppose cependant ici que l'eau, dans cette combinaison, n'est pas condensée, supposition qu'on ne peut nullement adopter.

La quantité de gaz absorbé par l'eau diminue, comme la température de l'eau augmente. Lorsque l'eau acquiert le degré bouillant, l'absorption du gaz cesse entièrement. Si l'on fait bouillir l'*acide muriatique* liquide, le gaz s'en sépare sans être altéré. Priestley obtint le premier, par ce moyen, le gaz *acide muriatique*.

L'*acide muriatique* liquide est sans couleur; son odeur est forte, pénétrante, semblable au gaz. Lorsqu'il est très-concentré, il exhale des vapeurs blanches; elles proviennent du gaz qui s'échappe et qui forme des nuages avec l'humidité de l'air. L'*acide muriatique* du commerce est ordinairement d'un jaune pâle, en raison d'un peu de fer ou d'*acide muriatique* oxigéné qu'il contient.

La pesanteur spécifique de l'*acide muriatique* le plus

concentré, est de 1,196. Il est, d'après cela, inutile d'examiner un *acide* plus puissant.

Kirwan prit dans son calcul sur la puissance de l'*acide muriatique*, un *acide* pour point de départ de 1,500. Il trouva qu'une partie d'*acide* dont la pesanteur spécifique étoit de 1,196, contenoit 3,49 de l'*acide* normale, ou 0,2528 d'*acide* pur. De-là, il a déterminé par l'expérience les nombres suivans :

100 PARTIES D'ACIDE; pesanteur spécifique.	ACIDE RÉEL.	100 PARTIES D'ACIDE; pesanteur spécifique.	ACIDE RÉEL.
1,196	25,28	1,1282	16,51
1,191	24,76	1,1246	15,99
1,187	24,25	1,1206	15,48
1,183	23,73	1,1168	14,76
1,179	23,22	1,1120	14,44
1,175	22,70	1,1078	13,93

Berthollet s'éloigne beaucoup dans les quantités de masse *acide* d'une pesanteur spécifique déterminée, de celles annoncées par Kirwan.

Il satura 100 parties de potasse parfaitement pure avec l'*acide muriatique ;* il distilla et fit rougir la masse restante, évitant la perte autant que possible. Dans cet état, il ne pesoit plus que 126,60 parties.

Dans une autre expérience où il se servit d'un *acide muriatique* d'une pesanteur spécifique déterminée, fait en saturant l'eau par un gaz muriatique qui, par un refroidissement de 12 à 13° au-dessous de 0 (therm. de centig.), avoit perdu son eau hygrométrique, il trouva (en supposant que le gaz muriatique fût entièrement privé d'eau) que pour saturer 100 parties de potasse, il falloit 61,5 d'*acide muriatique*.

Dans cette expérience, il y a une différence dans la masse *acide* de 34,9 (61,5 — 26,6 — 3,49). Berthollet en conclut que le gaz muriatique privé de toute eau hy-

grométrique, contient encore plus de la moitié d'eau sans action hygrométrique, et en détermine la masse acide dans l'*acide muriatique* d'une pesanteur de 1,063, seulement à 5,39, ce que Kirwan (qui n'avoit pas eu égard à l'eau) trouva à 8,25. (Voyez *Berthollet*, troisième suite des Recherches sur les lois de l'affinité.)

L'*acide* se combine parmi les corps combustibles simples avec le soufre. Thomson, qui fit passer un courant de gaz muriatique oxigéné, à travers la fleur de soufre, remarqua que le soufre devint d'abord orangé, pâteux, se convertit ensuite en un liquide d'un beau rouge, qui est une combinaison de l'*acide* muriatique avec le soufre oxidé.

L'*acide muriatique* sulfuré a une pesanteur spécifique de 1,628; il est parfaitement liquide; la couleur est entre le rouge cramoisi et le rouge écarlate. Avivé par la lumière, il paroît verdâtre. Au premier moment, il fume aussi fort que la liqueur fumante de Libavius; son odeur est analogue à celle des marchandises qui arrivent par mer. Ses vapeurs piquent les yeux et excitent les larmes. Sa saveur est extrêmement *acide*, chaude et amère. Il rougit les couleurs bleues végétales.

Lorsqu'on l'approche de l'ammoniaque liquide, il s'élève des vapeurs épaisses de muriate d'ammoniaque. Il sépare du nitrate d'argent le métal en forme de flocons jaunes.

Versé dans l'eau, la surface de ce liquide se recouvre d'une pellicule de soufre. L'*acide muriatique* sulfuré tombe au fond comme des gouttes huileuses d'un vert rougeâtre, et se convertit enfin en flocons jaunes. Ces flocons sont flexibles et d'une saveur acide.

L'*acide muriatique* sulfuré est très-volatil; il s'évapore presque entièrement à une douce chaleur.

Il dissout le phosphore sans effervescence, la couleur de la dissolution est semblable à celle du succin.

Avec l'alcool, il fait une vive effervescence, et il se dégage de l'éther mêlé d'*acide* sulfureux.

Tous les *acides*, excepté le sulfureux, décomposent cette combinaison; il se sépare ordinairement du soufre.

l'*acide* nitrique y opère une vive effervescence, et convertit le soufre en *acide* sulfurique.

Les alcalis fixes desséchés font effervescence avec cet *acide ;* il se dégage beaucoup de chaleur. Si l'on y fait passer du gaz ammoniac, le vaisseau se remplit d'une vapeur purpurine ; le tout devient solide et prend une couleur rouge.

Lorsqu'on verse de cet *acide* dans une dissolution foible de potasse, il s'en sépare une substance jaune, tenace, fortement adhérente au filtre, qui, recueillie et desséchée à l'air, est d'une couleur jaune, d'une saveur brûlante, et analogue à de l'huile à moitié desséchée ; elle s'attache fortement aux doigts. Digéré avec de l'eau chaude, il reste des flocons jaunes de soufre ; l'eau contient un peu d'*acide* sulfurique et muriatique ; l'un et l'autre se trouvent en plus grande quantité dans la liqueur alcaline, comme on le démontre par les nitrates de barite et d'argent.

A l'aide d'un procédé dont les détails seroient trop longs, Thomson croit avoir trouvé les proportions de ce composé. Il les a indiqués ainsi qu'il suit :

Oxide de soufre	44,00
Acide muriatique	35,75
Eau	20,25
	100,00

Thomson pense que ce composé est dû à la désoxidation de l'*acide muriatique* oxigéné, et que l'oxide de soufre qui se forme se combine avec l'*acide muriatique*. Il n'y a pas d'*acide* sulfurique formé, le muriate de barite n'en indique pas un atome. Il ne peut pas exister non plus d'*acide muriatique* oxigéné, parce que celui-ci formeroit sur-le-champ de l'*acide* sulfurique dans ce composé. (Voyez *Nicholson*, Journal, t. 6, p. 104.)

Hagemann est le premier qui observa les phénomènes qui se passent dans l'action de l'*acide muriatique* oxigéné. Voyez *Crell*, Choix des Nouvelles Découvertes, t. 1, p. 433 (en allemand).

Berthollet fils a repris les expériences de Thomson sur cet objet. Il a cru devoir conclure de ses recherches que

l'oxigène, l'*acide muriatique* et le soufre forment une combinaison triple, et que le soufre n'est ni à l'état d'oxide, ni combiné avec l'*acide muriatique* comme Thomson l'a prétendu. Berthollet trouve les motifs de son opinion en ce que toutes les substances qui saturent ou qui se combinent avec l'*acide muriatique*, tels que les alcalis, l'eau, l'alcool et l'éther, séparent en même temps les éléments de ce composé; le soufre précipité ne diffère pas du soufre ordinaire. On observe cependant la présence de l'*acide* sulfureux; mais il se forme lorsque le soufre et l'oxigène ne sont plus limités par l'action de l'*acide muriatique*. L'oxigène n'est pas non plùs combiné avec l'*acide muriatique*, car les expériences ne démontrent pas un atome d'*acide muriatique* oxigéné. Berthollet propose de l'appeler *acide muriatique-oxi-sulfuré*. *Voyez* Mémoire d'Arcueil, t. 1, p. 161.

Quant à la combinaison de l'*acide muriatique* avec l'oxigène, *voyez* l'article ACIDE MURIATIQUE OXIGÉNÉ.

L'électricité a une action très-remarquable sur le gaz *acide muriatique*. Si l'on y fait passer l'étincelle électrique, il se forme une quantité considérable de gaz hydrogène; il se produit en même temps, si l'expérience a été faite sur le mercure, du muriate de mercure. Ces changements dépendent de l'humidité du gaz, et sont une suite de la décomposition de l'eau par le fluide électrique. On ne doit cependant pas espérer d'enlever par ce moyen au gaz muriatique la totalité de son eau; car le fluide électrique cessera d'agir aussitôt que l'action du gaz est assez augmentée par la diminution de l'eau.

L'*acide muriatique* a la propriété d'oxider et de dissoudre avec facilité le fer et le zinc. Il dissout lentement le cuivre dans des vaisseaux ouverts; dans des vaisseaux clos, l'action est déterminée par le plus ou moins d'air atmosphérique. A l'aide de la chaleur, il dissout le cuivre, l'étain, le bismuth, le cobalt, le nickel, le manganèse, l'antimoine et l'arsenic. Au degré bouillant, il agit sur le plomb et même sur l'argent, mais foiblement sur ce dernier. Il n'a aucune action sur l'or, le platine, le mercure, le schéelin, le molybdène et le tellure.

L'*acide muriatique* dissout mieux que tout autre *acide*

les oxides métalliques; avec la plupart il forme des muriates métalliques.

Les chimistes n'ont pu jusqu'à présent décomposer l'*acide muriatique*. On a supposé d'après l'analogie qu'il étoit composé d'un radical particulier et d'oxigène; il n'existe cependant rien en faveur de cette opinion. Aucun corps combustible n'opère sa décomposition. La formation de cet *acide* par le fluide galvanique repose sur une illusion; on ne fait que le dégager d'autres substances.

ACIDE MURIATIQUE OXIGÉNÉ. Acidum muriaticum oxygenatum. *Oxidirte salzsæure.*

Schéele découvrit cet *acide* en 1774, en faisant des recherches sur le manganèse. Comme il le prit pour de l'*acide muriatique* privé de phlogistique, il l'appela *acide muriatique déphlogistiqué*.

Les propriétés de cet *acide* étoient si remarquables, qu'elles attirèrent l'attention des chimistes.

Pour le préparer, on introduit dans une cornue qui correspond à l'appareil pneumato-chimique, une partie d'oxide noir de manganèse, sur lequel on verse trois parties d'*acide muriatique* concentré. Après avoir luté convenablement la cornue, on chauffe au bain de sable. Dans cette expérience, une partie de l'oxigène de l'oxide de manganèse se combine avec l'*acide muriatique* et le change en *acide* oxi-muriatique.

Au lieu d'*acide* libre, on peut aussi employer trois parties de muriate de soude et une partie d'oxide de manganèse; on introduit par la tubulure de la cornue, à l'aide d'un tube recourbé, deux parties d'*acide* sulfurique étendu d'un peu d'eau, et on procède comme ci-dessus. (1).

---

(1) DESCRIPTION *de l'Appareil pour faire de l'*acide muriatique oxigéné.

On introduit le muriate de soude et l'oxide de manganèse, bien mélangés préalablement, dans un grand matras à long col A, que l'on pose sur un bain de sable. Ce matras est fermé par un bouchon de liége B, percé de deux trous, dans l'un desquels passe le tube D, recourbé en E, et terminé à la partie supérieure par un entonnoir F, au moyen duquel on introduit l'*acide* sulfurique dans le matras. Il est nécessaire auparavant d'étendre l'*acide* de la quantité d'eau prescrite, parce

Appareil pour faire l'acide Muriatique oxigené

Girard del. Delettre Sculp.

Berthollet indique un procédé très-avantageux pour préparer cet *acide* en grand. (*Voyez* Eléments de l'art de la teinture, 2e édit., t. 1, p. 211.)

Le gaz muriatique oxigéné est d'une couleur jaune verdâtre, d'une odeur insupportable, pénétrante. On ne peut pas le respirer sans le plus grand danger. Si ce gaz mêlé d'air atmosphérique s'introduit dans les poumons, il s'ensuit une toux violente, accompagnée de douleurs vives de poitrine. Les accès de cette toux durent par intervalles plusieurs jours, et on crache abondamment.

Le gaz peut entretenir la combustion, et doit être préféré, dans quelques circonstances, à l'air atmosphérique. Lorsqu'on y plonge une bougie allumée, la flamme diminue et prend une couleur rouge; il se forme en même temps beaucoup de fumée, et la bougie se consume plus rapidement que dans l'air atmosphérique.

Si l'on met du gaz *acide muriatique oxigéné* en contact avec du soufre, il s'y dissout peu à peu, se volatilise avec l'*acide* en vapeur blanche, qui répand au loin l'odeur de quelques plantes en putréfaction, tandis que plus près elle se rapproche de celle du soufre qui brûle, et de l'*acide* oxi-muriatique. Cette vapeur se condense difficilement; lorsqu'on la fait passer dans l'eau, elle acquiert un peu d'acidité, et après l'analyse on y trouve beaucoup d'*acide* oxi-muriatique et quelques traces d'*acide* sulfurique.

Si l'on fait passer du gaz muriatique oxigéné à travers la fleur de soufre délayée dans l'eau, on ne remarque aucun changement dans le soufre. (Voyez *Chaptal*, Chimie appliquée aux arts, t. 3, p. 133.) Le soufre fondu s'enflamme dans le gaz et se convertit en *acide* sulfurique.

Le phosphore s'enflamme dans le gaz muriatique oxi-

---

que l'action seroit trop vive et que l'*acide muriatique* se dégageant trop promptement, ne seroit pas assez long-temps en contact avec l'oxigène; on n'obtiendroit que de l'*acide muriatique* mélangé d'une très-petite partie d'*acide muriatique oxigéné*. L'autre trou du bouchon B reçoit l'extrémité d'un tube G, qui communique du matras dans le vase H à trois tubulures, contenant de l'eau environ $\frac{1}{5}$ de sa capacité, dans laquelle plonge un tube de sûreté K, pour empêcher l'absorption : ce vase H communique à un second vase P, par le moyen du tube N; ce second vase est à moitié plein d'eau, et il communique à un troisième vase où est le tube de sûreté, et ce dernier à un quatrième, etc. (*Note des Traducteurs.*)

géné, brûle d'une flamme blanche et se change en *acide* phosphorique.

Du charbon en poudre, chauffé à une température de 90°, s'y enflamme, selon Westrumb. D'autres chimistes n'ont pu réussir. On n'est pas non plus parvenu à brûler le diamant rougi dans ce gaz, comme Lampadius l'a annoncé.

Les sulfures alcalins en dissolution laissent précipiter le soufre en jaune par l'*acide* oxi-muriatique.

Le cinabre, le sulfure d'antimoine, l'antimoine, l'arsenic, le bismuth, le zinc et autres métaux réduits en poudre, projetés dans le gaz, s'y enflamment.

L'arsenic y brûle d'une flamme bleue et verte, le bismuth d'une flamme vive bleuâtre, le nickel en flamme jaune sur les bords, le cobalt en blanc, s'approchant du bleu; le zinc en blanc, l'étain en bleuâtre, le plomb avec une flamme blanche, lançant des étincelles; le cuivre et le fer avec une flamme rouge. (*Fourcroy*, Annal. de Chimie, t. 4, p. 243); *Westrumb*, dans les Annal. de Crell., 1790.

Ces phénomènes proviennent de ce que l'*acide* cède facilement son oxigène. Il se combine avec les corps combustibles, forme avec eux ou des *acides* ou des oxides; dans le passage de l'oxigène à l'état concret, il se dégage de la lumière et du calorique. L'*acide* oxi-muriatique se change alors en *acide muriatique*.

A une température de quelques degrés au-dessous de la congélation, l'*acide* abandonne son état gazeux et devient concret. Il se forme des petits cristaux, qui sont des prismes tétraèdres obliquement tronqués, et qui se terminent en rhombe. On obtient également cette cristallisation, lorsqu'on vient de recueillir ce gaz dans de l'eau suffisamment refroidie; dans ce cas, le tout ressemble au miel délayé. Quelquefois on voit nager sur la liqueur des pyramides hexaèdres.

On emploie ordinairement cet *acide* combiné avec de l'eau. On le prépare en faisant passer le gaz dans des flacons de Woulfe qui sont presque remplis d'eau pure. A la température ordinaire, le gaz s'y dissout en petite quantité, mais lorsqu'on entoure les flacons avec la glace, l'absorption est beaucoup plus considérable. La pesan-

teur spécifique de cette eau saturée de gaz est à une température de 45° Fahr., 7,22 centig. de 1,003. D'après les expériences de Berthollet, un pouce cube d'eau peut absorber 1,6 grains de gaz.

L'*acide* oxi-muriatique est d'une couleur verdâtre, d'une odeur pénétrante semblable au gaz. Sa saveur n'est pas acide, mais elle est astringente.

La lumière décompose l'*acide* liquide et n'a pas d'action sur le gaz *acide*.

Les parties colorantes des plantes deviennent blanches par cet *acide*, et la couleur détruite ne peut pas être rétablie ni par les acides, ni par les alcalis. Il enlève aussi à la cire jaune sa couleur. Si la quantité de la matière colorante est assez grande, l'*acide* perd tout son oxigène et se convertit en *acide muriatique*. D'où il résulte qu'il détruit la couleur des corps en ce qu'il leur cède son oxigène. A l'article Blanchiment on parlera plus en détail de l'emploi de cet *acide*.

Lorsqu'on fait un mélange d'une partie de gaz hydrogène et de deux parties de gaz oxi-muriatique, et qu'on laisse le mélange renfermé pendant quelque temps dans un flacon bouché à l'émeri, on remarque qu'en ouvrant le flacon sous l'eau, qu'elle y entre et remplit le vaisseau, et les deux gaz disparoissent entièrement; l'hydrogène se combine avec l'oxigène de l'*acide* pour former l'eau, et l'*acide* oxi-muriatique est transformé en *acide muriatique*. Si l'on fait passer un mélange des deux gaz ci-dessus à travers un tube de porcelaine rouge, il s'ensuit une détonnation violente. Le fluide électrique n'y opère qu'une explosion foible.

Les gaz hydrogène sulfuré, carboné et phosphoré décomposent le gaz oxi-muriatique; mais ces gaz, excepté le gaz hydrogéné phosphoré, ne s'enflamment pas spontanément à son contact.

Un mélange d'une partie de gaz hydrogène carboné provenant de l'éther ou du camphre, et deux parties (en volume) de gaz oxi-muriatique, conservé dans un vase clos, se décomposent au bout de quelque temps; il se forme de l'*acide muriatique*, de l'*acide* carbonique et du gaz oxide de carbone. Lorsqu'on fait passer de l'eau

dans le vase, tout est absorbé jusqu'à 0,43. L'eau de chaux prend encore 0,09 de ce résidu ; ce qui reste est de l'oxide de carbone. S'il y a un excès d'*acide* oxi-muriatique, il se forme de l'eau de l'*acide muriatique* et du gaz oxide de carbone.

Lorsqu'on fait enflammer par l'étincelle électrique un mélange de deux parties de gaz oxi-muriatique et d'une partie de gaz hydrogène carboné, il se dépose du charbon, et le gaz est diminué jusqu'à 0,6. L'eau en absorbe 0,5 ; ce qui reste est combustible.

Si l'on mêle ensemble du gaz oxi-muriatique et du gaz ammoniac, il y a sur-le-champ combustion vive, accompagnée d'une flamme blanche. Les deux gaz se décomposent; il se forme de l'eau; l'*acide muriatique* et le gaz azote deviennent libres. Les mêmes phénomènes ont lieu, mais moins vivement, si l'on fait passer du gaz oxi-muriatique dans l'ammoniaque liquide. Si les deux substances sont à l'état liquide, la décomposition a de même lieu.

Si l'on remplit un tube de verre jusqu'au $\frac{1}{8}$ d'*acide* oxi-muriatique, et qu'on ajoute ensuite de l'ammoniaque liquide, en renversant le tube dans l'eau, il se fait une vive effervescence, et il se dégage du gaz azote.

Dans l'action de l'*acide* oxi-muriatique liquide sur les métaux, l'oxidation se fait aux dépens de l'*acide* et non de l'eau; aussi n'y a-t-il pas de gaz hydrogène dégagé. Le zinc, le fer et en général les métaux qui, sans le secours d'une autre attraction, décomposent facilement l'eau, se dissolvent tranquillement dans l'*acide* oxi-muriatique; il donne l'oxigène nécessaire à leur oxidation, et l'on obtient des muriates comme si l'on avoit employé de l'*acide muriatique*.

Cet *acide* ne se combine point avec les alcalis et les terres pour former des sels; au moins on ne connoît pas jusqu'à présent les muriates oxigénés. En général, l'action de l'*acide* oxi-muriatique sur les bases salifiables varie selon les circonstances. Lorsqu'il agit sur une base salifiable, l'oxigène s'accumule dans une partie de l'*acide*, et se combine alors avec la base, tandis que

l'autre partie de l'*acide* privée d'oxigène et convertie en *acide muriatique* simple, s'unit au reste de la base. Une grande quantité de l'*acide* oxi-muriatique reste cependant dans la combinaison sans changer de nature. Enfin, une partie de ce dernier *acide* est décomposée par l'action de la base alcaline, en perdant son oxigène qui se dégage en gaz.

Si l'on mêle ensemble au-dessus du mercure du gaz oxi-muriatique, du gaz nitreux et un peu d'eau, l'*acide* oxi-muriatique se décompose, et il se forme des vapeurs rouges rutilantes. Si l'on fait le mélange, au contraire, sur une quantité suffisante d'eau, tout s'y dissout, et il se forme de l'*acide* nitro-muriatique. Humboldt assure que l'*acide* oxi-muriatique, qui absorbe le gaz nitreux, en sépare le gaz azote qu'il croit y être mêlé dans la proportion comme 14 est à 100; mais si l'on fait l'expérience avec les précautions convenables, tout est absorbé, il ne reste qu'un résidu de $\frac{1}{100}$. Il résulte de là que le gaz azote n'existe pas comme substance isolée dans le gaz nitreux, pourvu que ce dernier soit préparé avec soin.

Les *acides* sulfureux et phosphoreux sont convertis par l'*acide* oxi-muriatique en *acide* sulfurique et phosphorique.

Berthollet a cherché à déterminer les proportions de l'*acide* oxi-muriatique. A cet effet, il en exposa un volume donné à l'action de la lumière, et il recueillit le gaz oxigène; il précipita ensuite l'*acide muriatique* par le nitrate d'argent, et par la quantité de muriate d'argent obtenu, il détermina le rapport. Il croit pouvoir avancer que 100 parties d'*acide muriatique* en poids se combinent avec 15 parties d'oxigène. Cent parties d'*acide* oxi-muriatique seroient, d'après cela, composées de

Acide muriatique	87
Oxigène	13
	100

Voyez *Berthollet*, Statique chimiq., t. 2, p. 197.

Chenevix a donné des proportions très-différentes de

celles énoncées ci-dessus. Il fit passer ce gaz *acide* dans une dissolution de potasse étendue d'eau, jusqu'à ce qu'il fût prédominant ; il fit évaporer ensuite le liquide, et obtint comme résidu un sel dans lequel toute la potasse et l'*acide* oxi-muriatique devoient se trouver. Mais si l'on fait passer de l'*acide* oxi-muriatique dans la potasse, il se partage en deux parties ; l'une en *acide muriatique* simple, et l'autre se trouve à l'état d'*acide muriatique suroxigéné*. Le nitrate d'argent précipite le premier de ces *acides* de toutes ses dissolutions, mais ne précipite pas le second. Il profita de cette propriété pour déterminer dans le sel les proportions de ces deux *acides*.

Chenevix s'assura, par ces expériences, que 100 parties du sel desséché étoient composées de 84 parties de muriate de potasse et de 16 parties de muriate suroxigéné de potasse. Comme 100 parties du dernier consistent en 58,3 d'*acide muriatique suroxigéné*, en 39,2 de potasse et en 2,5 d'eau, il faut que ces 16 parties de sel renferment 9,3 d'*acide muriatique suroxigéné*, contenant 6 parties d'oxigène. Ils forment, d'après cela, 27,88 (la quantité d'*acide muriatique* dans 84 parties de muriate de potasse) + 3,2 = 31,08 d'*acide muriatique*, et de 6 parties d'oxigène 37,08 d'*acide muriatique oxigéné*. Donc 100 parties de cet *acide* sont composées de

Acide muriatique	84
Oxigène	16
	100

Berthollet n'est point de l'avis de Chenevix ; il prétend que, par l'évaporation du liquide, une partie d'*acide* se dégage probablement, qu'une autre se décompose, et que Chenevix avoit pris quelques pouces cubes de gaz qu'il avoit obtenus pour l'air des vaisseaux. Berthollet a trouvé aussi inexacte la proportion du muriate de potasse au muriate suroxigéné, en raison de ce que la quantité du dernier est plus petite. Voyez *Schéele*, Mémoires chim., t. 2, p. 56 ; *Berthollet*, Mém. de l'Académ., 1783 ; *Chenevix*, Philos. Trans., 1802 ; *Cruikshank*, Journal de Nicholson, t. 5, p. 200.

Acide muriatique suroxigéné. Acidum muriaticum hyperoxigenisatum. *Ueberoxidirte salz-sæure.*

L'existence de cet *acide* fut soupçonné par Berthollet; les expériences de Chenevix ont contribué à éclairer davantage cet objet. Lorsque Berthollet essaya la combinaison de l'*acide* muriatique oxigéné, il remarqua la formation de deux sels: l'un qui se sépare en feuilles minces brillantes, tandis que l'autre se comporte comme du muriate de potasse. Il en conclut qu'une partie de cet *acide* avoit cédé son oxigène, et qu'il étoit repassé à l'état d'*acide* muriatique; une autre partie de l'*acide* muriatique oxigéné avoit au contraire pris cet oxigène, et qu'il étoit passé en un nouvel état; on l'a appelé alors *acide suroxigéné.*

Chenevix, dans son analyse du muriate suroxigéné de potasse, recueillit le gax oxigène et examina le résidu dans la cornue; il crut pouvoir déterminer que 100 parties du sel contenoit 58,3 d'*acide muriatique suroxigéné*, consistant en 20 d'*acide* muriatique et 38,3 d'oxigène.

Cent parties de cet *acide* seroient donc composées de

Oxigène	65
Acide muriatique . .	35
	100

On ne connoît pas cet *acide* isolé de sa base, mais seulement combiné. L'inverse a lieu avec l'*acide* muriatique oxigéné.

Il paroît que l'oxigène est fixé davantage dans cet *acide* et dans ses sels, qu'il n'est dans l'*acide* oxi-muriatique; car il n'altère plus les couleurs végétales, il ne se décompose plus par la lumière et par une foible chaleur, il ne précipite plus les nitrates de plomb et d'argent, et les muriates suroxigénés ne cèdent plus leur oxigène aux dissolutions métalliques avec lesquelles on les mêle; celles-ci agissent cependant à la longue et détruisent enfin l'attraction.

Acide nitreux. Acidum nitrosum. *Salpetrichte sæure.*

Le gaz nitreux se dissout avec une grande facilité dans

l'*acide* nitrique ; cette combinaison du gaz nitreux avec l'*acide* nitrique, est connue sous le nom d'*acide nitreux*.

D'après ce principe, il doit y avoir différentes espèces d'*acides nitreux* qui dépendent d'une plus ou moins grande quantité du gaz nitreux absorbé. Si l'on veut désigner par cette expression un *acide* uniforme, il faudroit entendre une combinaison saturée d'*acide* nitrique par le gaz nitreux.

Dans son état ordinaire, c'est un liquide d'une couleur orangée foncée, qui exhale des vapeurs rouges. On l'obtient par le procédé suivant.

On introduit dans une cornue de verre 2 parties de nitre purifié en poudre, on verse dessus une partie d'*acide* sulfurique concentré, on y adapte un récipient spacieux et on distille au bain de sable. Il passe des vapeurs rouges, jaunâtres, qui remplissent tout le ballon et qui se condensent difficilement en un liquide rougeâtre.

Il faut éviter autant que possible de respirer ces vapeurs rutilantes.

L'*acide* liquide n'est cependant pas encore au plus haut degré de concentration. Dans l'état le plus concentré, il paroît en vapeurs épaisses, d'un rouge foncé, d'une odeur très-étouffante, très-difficile à condenser par l'eau. Priestley l'appelle dans cet état, *vapeur nitreuse*.

Le gaz nitreux absorbé augmente l'élasticité qui existe déjà dans les parties constituantes de l'*acide* nitrique. On observe que par l'absorption du gaz nitreux, le volume de l'*acide* augmente et sa pesanteur spécifique diminue. Arrivé à un certain degré de saturation, le ressort augmente tellement, que le tout est converti en une vapeur rouge.

Cette combinaison ne contient cependant pas des proportions fixes, et la quantité de l'oxigène peut y être très-différente. Lorsque cette vapeur rencontre de l'eau, elle s'y combine (dans certaines proportions de ses parties constituantes) et forme de l'*acide* nitrique ; en général il paroît que la présence de l'eau est essentiellement nécessaire pour achever la combinaison de l'oxigène et d'azote, telle qu'on les rencontre dans l'*acide* nitrique.

De l'autre côté, on observe que l'*acide* nitrique absorbe

d'autant plus de gaz nitreux, qu'il contient moins d'eau, d'où il résulte que l'eau est nuisible à l'absorption de ce gaz par l'*acide* nitrique. Si l'on verse de l'eau dans un *acide* nitrique jaune, une partie du gaz nitreux s'en dégage, tandis qu'une quantité d'eau suffisante convertit le tout en *acide* nitrique.

D'après Priestley, 100 parties d'*acide* nitrique de 1,40 ont besoin, pour leur saturation, de 90 parties de gaz nitreux.

La couleur de l'*acide nitreux* liquide dépend de la quantité d'eau qu'il contient. Lorsqu'on ajoute à l'*acide nitreux* concentré le quart d'eau, il devient un liquide d'un vert d'émeraude ; une partie égale d'eau le rend bleu; étendu de beaucoup plus d'eau, il perd sa couleur et devient blanc.

Si l'on distille partie égale de nitre et d'arsenic, en mettant dans le ballon la moitié d'eau du mélange, on obtient, comme Glauber l'a remarqué, un *acide* d'une couleur bleue. Si l'on ne met point d'eau dans le ballon ou très-peu, la couleur est verte.

Lorsqu'on chauffe l'*acide nitreux* liquide dans une cornue, il s'élève des vapeurs rouges; le résidu est blanc et exhale des vapeurs blanches, ce qui prouve qu'il y a de l'humidité dans l'air. Plus l'*acide* est foncé, moins il reste de l'*acide* incolore dans la cornue. Le gaz nitreux qui part, emporte une partie d'*acide* quand il est très-concentré. L'*acide nitreux* en vapeur n'est pas altéré par la chaleur.

L'*acide nitreux* liquide absorbe, d'après les chimistes hollandais, l'oxigène de l'air atmosphérique, et se convertit en *acide* nitrique; le gaz oxigène et l'air atmosphérique n'ont aucune action sur l'*acide nitreux* en vapeur. Le gaz azote ne change ni l'un ni l'autre.

L'*acide nitreux* agit sur les corps combustibles simples et sur les métaux comme l'*acide* nitrique; il enflamme cependant plus facilement que l'*acide* nitrique, les huiles et des substances semblables.

Les *acides* sulfureux et phosphoreux sont convertis par lui en *acides* sulfurique et phosphorique.

L'*acide nitreux* en vapeur est absorbé par l'*acide* sulfurique.

Si l'on verse de l'eau dans le mélange, l'*acide nitreux* s'en dégage en vapeur. Un changement remarquable qu'acquiert l'*acide* sulfurique par l'absorption de l'*acide nitreux*, est la tendance à se cristalliser.

Bernhardt, en distillant du nitre avec le sulfate de fer calciné, eut un *acide* cristallisé. Ces cristaux sont parfaitement semblables à ceux que Priestley obtint en 1777, lorsqu'il satura l'*acide* sulfurique par l'*acide nitreux*. Cornette a confirmé l'expérience de Priestley. Il a été fait mention des résultats de Bernhardt à l'article ACIDE NITRIQUE.

L'*acide nitreux* se combine avec l'*acide* muriatique, et forme l'*acide* nitro-muriatique (eau régale).

Lavoisier a déterminé les rapports de l'*acide nitreux* comme il suit :

Oxigène	75
Azote	25
	100

On ne connoît cependant pas l'état de l'*acide* auquel il a appliqué ces proportions.

L'*acide nitreux* étoit connu des chimistes avant l'*acide* nitrique, mais on ne fit aucune expérience pour connoître sa composition. Priestley démontra le premier d'une manière évidente, qu'il étoit un composé de gaz nitreux et d'*acide* nitrique. Guyton adopta et présenta cette opinion d'une manière plus exacte. Les recherches de Davy l'ont également confirmée.

ACIDE NITRIQUE, EAU FORTE, ESPRIT DE NITRE. Acidum nitricum, aqua fortis, spiritus nitri. *Salpetersæure, scheidewasser.*

Jusqu'à présent on n'a pas trouvé l'*acide nitrique* libre. Quoique la nature forme sans cesse cet *acide*, il s'unit de suite aux bases, et ce n'est que par la décomposition des sels qu'il forme, qu'on peut l'obtenir isolé. Le premier qui

ait extrait cet *acide*, était *Raimund Lullus*; Basil Valentin l'a aussi connu.

Parmi les sels, on se sert de préférence du nitrate de potasse. Pour obtenir cet *acide*, il faut ajouter un autre corps qui ait plus d'affinité avec la base que n'en a l'*acide nitrique*; il faut que la séparation se fasse à un degré de température qui ne va pas à la chaleur rouge, car celle-ci décompose l'*acide* dans ses éléments.

Dans les fabriques d'*eau forte*, on se sert du sulfate de fer, ou bien de terre argileuse ou bolaire. On mêle du salpêtre brut avec partie égale de sulfate de fer calciné, ou avec 2,3 parties d'une argile légère, fragile, ferrugineuse; on introduit le mélange dans des cornues de terre munies d'un récipient; on les pose sur un fourneau appelé *galère*, et par une chaleur très-vive on fait passer l'*acide* dans le récipient qui contient une quantité d'eau.

Si l'on emploie du sulfate calciné et du salpêtre bien sec sans eau dans le récipient, on obtient l'*acide nitrique* à un degré très-concentré. Dans ce cas, il est d'un jaune rougeâtre et exhale abondamment des vapeurs rouges.

Le récipient doit être spacieux et muni d'une petite ouverture qu'on peut fermer à volonté.

On enlève à cet *acide* le gaz nitreux qui le colore, en le distillant à une douce chaleur jusqu'à ce que le résidu, dans la cornue, soit incolore comme de l'eau, et qu'il dégage des vapeurs blanches.

On dégage plus facilement l'*acide nitrique* du salpêtre par le moyen de l'*acide* sulfurique; ce procédé est dû à Glauber. Pour se procurer un *acide* suffisamment concentré, on verse, dans une cornue de verre, sur 8 parties de nitre purifié, un mélange de $4\frac{1}{2}$ parties d'*acide* sulfurique concentré et de 3 parties d'eau. Il faut avoir soin qu'il ne reste rien aux parois du col de la cornue; pour cela on verse l'*acide* par un tube qui plonge jusqu'au milieu de la cornue. On y adapte un grand récipient tubulé, qui contient 5 parties d'eau (1); il est encore plus conve-

(1) Cette quantité d'eau nous paroît trop grande. On auroit un *acide* très-foible. (*Note des Traducteurs.*)

nable d'ajouter au ballon l'appareil de Woulf, muni de ses tubes de sûreté pour donner issue aux gaz (1).

On distille d'abord à un feu très-doux, en augmentant la chaleur jusqu'à ce que la masse saline soit parfaitement sèche.

On opère au bain de sable ou à feu nu ; dans le dernier cas, il faut, si l'on emploie une cornue de verre, la luter.

La pesanteur spécifique de cet *acide* obtenu est de 1,220 à 1,225. Si l'on désire un *acide* plus concentré, on y met moins d'eau.

Si, pour la distillation, on emploie de l'*acide* sulfurique concentré, et si l'on ne met pas d'eau dans le récipient, l'*acide* passe en vapeurs rouges fumantes, à l'état d'*acide* nitreux. *Voyez* cet article.

Dans le ci-devant comté de *Venaissin* (département de Vaucluse) on préparoit presque tout l'*acide nitrique* qui servoit pour la France méridionale. On employoit pour cela l'eau-mère qui restoit après la première cristallisation du salpêtre ; elle contenoit une quantité considérable de nitrates alcalins et terreux. On l'évaporoit jusqu'à consistance de miel. On se servoit aussi d'eau-mère du nitre, épuisée de tout sel cristallisable, évaporée jusqu'à 45 degrés de l'aréomètre de Baumé.

Comme le nitre purifié contient ordinairement une petite quantité de muriate de potasse, l'*acide nitrique* obtenu est toujours mêlé d'un peu d'*acide* muriatique. Pour l'en débarrasser, on verse dans l'*acide nitrique* du nitrate d'argent jusqu'à ce qu'il ne se précipite plus de muriate d'argent. L'*acide* décanté du précipité doit être distillé sur du nitre purifié.

Si l'*acide nitrique* contenoit, outre l'*acide* muriatique, de l'*acide* sulfurique, il faut le précipiter par une dissolution de nitrate de barite. L'*acide nitrique*, ainsi purifié, ne doit pas être troublé, ni par le nitrate d'argent, ni par le nitrate de barite.

Vauquelin a proposé, pour enlever l'*acide* muriatique,

---

(1) Si l'on veut préparer l'*acide nitrique* par le moyen de l'*acide* sulfurique, on peut se servir de l'appareil ci-joint. *Voyez* la planche. (*Note des Traducteurs.*)

Appareil pour faire l'acide Nitrique.

Nª. Au lieu de plusieurs flacons, on peut n'en employer qu'un seul à la suite du Balon.

1 Mètre

Girard del. Delettre Sculp.

d'agiter l'*acide nitrique* pendant quelque temps avec la litharge ; mais le muriate de plomb se dissout dans l'*acide nitrique*, et par la distillation une partie d'*acide* muriatique se combine de nouveau avec l'*acide nitrique*.

Si l'*acide nitrique* ne contient pas d'*acide* sulfurique, on peut aussi lui enlever l'*acide* muriatique sans le secours du nitrate d'argent. Il faut le distiller dans une cornue jusqu'à moitié de son volume, ou bien jusqu'à ce que le produit ne trouble plus le nitrate d'argent. L'*acide* qui reste dans la cornue est pur et plus concentré ; sa pesanteur spécifique est alors de 1,350.

Un *acide nitrique* du commerce qui contient beaucoup d'*acide* muriatique peut être aussi purifié par la distillation ; sans cela il faudroit, pour en séparer 1 partie d'*acide* muriatique, 5 parties d'argent.

Lorsqu'on emploie un nitre obtenu de plusieurs cristallisations, et parfaitement dépourvu de muriate, à l'aide du nitrate d'argent, on peut avoir l'*acide nitrique* pur à la première distillation.

L'*acide nitrique* pur est un liquide transparent, sans couleur ; mais l'affinité entre ses élémens est si foible, que l'action de la lumière y opère une décomposition. Si on l'expose aux rayons solaires, il se dégage du gaz oxigène ; l'*acide* devient jaune et exhale des vapeurs rouges. Il faut donc le conserver dans des flacons bouchés à l'émeri et à l'abri de la lumière.

La saveur est extraordinairement *acide* ; il est caustique, détruit la peau et la colore en jaune. Cette couleur ne disparoît qu'avec le renouvellement de la peau. Etant bien concentré, il exhale constamment des vapeurs blanches d'une odeur assez désagréable.

Exposé à la chaleur, il bout à une température de 248° Fahr. 121 centig., et s'évapore en totalité. Lorsqu'on le fait passer à travers un tube de porcelaine rouge, il se décompose et se convertit en gaz oxigène et en gaz azote.

John M. Nab a fait des expériences sur la congélation de l'*acide* à plusieurs degrés de froid. (Journ. de Physiq. de Gren, t. 1, p. 113.) Selon Fourcroy et Vauquelin, l'*acide nitrique* commence à geler à une tempé-

rature de 66 degrés au-dessous de o, et se change en une masse de consistance butyreuse.

Il paroît que l'*acide nitrique* peut se présenter dans quelques circonstances sous forme concrète. Bernhardt distilla un mélange de 100 liv. de salpêtre, avec 100 liv. de sulfate de fer calciné ; il avoit mis dans le récipient un poids égal d'eau. A la fin de l'opération, il trouva outre l'*acide* concentré, une quantité de petits cristaux blancs.

Cette substance cristalline étoit très-volatile, et exhala à l'air des vapeurs rouges. Si l'on fait tomber une goutte de ces cristaux liquéfiés, il s'élève des vapeurs rouges, jusqu'à ce que le tout ait disparu. Ces cristaux projetés dans l'eau, occasionnent un sifflement comme lorsqu'on y plonge un fer rougi, et la liqueur présente une eau forte d'une couleur verdâtre.

Priestley, Lavoisier, Bucquet, Cornette et Dehne, ont constaté ces faits.

L'*acide nitrique* a beaucoup d'attraction pour l'eau. Lorsqu'il est très-concentré, il attire l'humidité de l'air, mais pas si puissamment que l'*acide* sulfurique ; mêlé avec l'eau, la température augmente, d'où l'on peut déduire que l'eau se condense.

Rouelle estime la pesanteur spécifique de l'*acide* le plus concentré, à 1,583 ; mais à une température de 60 degrés, Kirwan n'a pu l'obtenir au-dessus de 1,5543. Concentré au *maximum*, il contient toujours une partie d'eau.

Il est important pour le chimiste de connoître la quantité d'eau qui se trouve dans un *acide nitrique* donné. Kirwan a cherché à résoudre ce problême par les recherches suivantes.

Il fit dessécher du carbonate de soude cristallisé à la chaleur rouge, il le dissolva ensuite dans l'eau, de manière que 367 grains de dissolution contenoient 50,05 d'alcali. Il satura à 367 grains de dissolution avec de l'*acide nitrique*, de 1,2754, dont il falloit 147 grains. La liqueur contenoit 45,7 pour cent de son *acide* normale, et avoit une pesanteur spécifique de 1,5543.

L'*acide* carbonique qui se dégage pendant la saturation, pesoit 14 grains. Lorsqu'il ajouta à la dissolution 939 grains d'eau, sa pesanteur spécifique s'est trouvée à une tempé-

rature de 58,5 degrés de 1,0401. Il faisoit alors une dissolution de nitrate de soude dans l'eau qui avoit la même pesanteur spécifique que l'autre combinaison de l'*acide nitrique* avec la soude ; cette liqueur contenoit $\frac{1}{16,901}$ de nitrate de soude, il y avoit un petit excès d'*acide*, qu'il estimoit à 2 grains. Le poids total étoit 1439 grains. La quantité de sel étoit par conséquent $\frac{1459}{16,901}$ = 85,142 grains. La quantite d'alcali étoit 50,05 — 14 = 36,05. La quantité de l'*acide* normal étoit 66,7 grains. Le poids de tous deux étoit, d'après cela, 102,75 grains. Comme on n'a employé pour la composition du sel que 85,142 grains, les autres 17,608 grains doivent être de l'eau contenue dans l'*acide nitrique*. Or, si 66,7 d'*acide* normal contiennent 17,608 d'eau, 100 parties de cet *acide* doivent renfermer 26,38 parties d'eau.

D'après cela, 100 parties d'*acide* normal de Kirwan, sont composées de 73,62 d'*acide* pur, et de 26,38 d'eau. Kirwan n'a pas égard dans cette expérience à la quantité d'eau du nitrate de soude, il est probable qu'elle est peu de chose.

Il ne faut pas confondre l'*acide* réel de Kirwan avec son *acide* normal. Le premier ne contient pas d'eau, il est tel qu'on on le rencontre dans le nitrate de soude, tandis que l'autre contient 26,38 d'eau.

La proportion de l'*acide* réel contenue dans l'*acide nitrique*, a des pesanteurs spécifiques différentes, est présentée par la table suivante de Kirwan.

100 PARTIES.		100 PARTIES.	
pesanteur spécifique.	ACIDE RÉEL.	pesanteur spécifique.	ACIDE RÉEL.
1,5543	73,45	1,4707	64,71
1,5295	69,86	1,4695	63,58
1,5183	69,12	1,4683	63,24
1,5070	68,39	1,4671	62,51
1,4957	67,65	1,4640	61,77
1,4844	66,92	1,4611	61,03
1,4731	66,18	1,4582	60,30
1,4719	65,45	1,4553	59,56
1,4524	58,83	1,2911	36,03
1,4471	58,09	1,2812	35,30
1,4422	57,35	1,2795	34,56
1,4873	56,62	1,2779	33,82
1,4324	55,89	1,2687	33,09
1,4275	55,15	1,2586	32,35
1,4422	54,12	1,2500	31,62

Il est nécessaire de faire ces sortes de recherches à une température constante, à cause de la dilatation qu'éprouve l'*acide* à différents degrés de chaleur, où il faut réduire son volume à celui qu'il avoit, à une température donnée.

Le même *acide nitrique* donna à des températures diverses les pesanteurs spécifiques différentes

	Pesanteur spécifique.
à 30 d'après Fahr	1,4650
46	1,4587
86	1,4302
120	1,4123

De l'*acide nitrique* d'une autre pesanteur spécifique donna, d'après l'échelle, .

Du therm. de Fahrenheit	Pesanteur spécifique.
à 34°	1,4750
46°	1,4653
150°	1,3792

Kirwan a conclu de ces expériences : 1° que la dilatation étoit à peu près proportionnelle au degré de chaleur ; car la différence du calcul et de l'observation, est dans la première expérience 0,0026, et dans la seconde de 0,0021 ; on peut donc les négliger ;

2° Que l'*acide nitrique* à un degré de chaleur donné, se dilate d'autant plus qu'il est concentré. Car, si la dilatation dans les deux expériences étoit proportionnelle, la différence de 116 degrés de température auroit dû donner une différence de 0,0679 de pesanteur spécifique ; mais elle n'étoit que de 0,0958 ;

3° Qu'à une température égale, la dilatabilité de l'*acide nitrique* est bien plus grande que celle de l'eau, et que sa plus forte expansibilité dépend uniquement de ses parties constituantes proprement *acides* ;

4° Que (ayant égard à l'accroissement produit par l'affinité de l'*acide* pour l'eau) la dilatation de l'*acide* peut être exprimée par la somme des expansions de l'*acide* et de l'eau, moins la densité qui soutient la combinaison de ces deux parties constituantes par l'affinité réciproque.

Davy regarde le gaz permanent qui se forme par la saturation du gaz nitreux avec du gaz oxigéné, pour de l'*acide nitrique* pur. Ce gaz a une couleur d'un jaune pâle, est d'une pesanteur spécifique qui est à celle de l'air comme 2,44 à 1,00. Ce n'est pas un *acide* pur, il contient sans doute une partie de gaz nitreux.

La table suivante indique, selon Davy, la quantité de cet *acide* contenu dans l'*acide nitrique* à différentes pesanteurs spécifiques.

100 PARTIES D'ACIDE NITRIQUE d'une pesanteur spécifique ci-dessous, contiennent :	ACIDE RÉEL.	EAU.
1,5040	91,55	8,45
1,4475	80,39	19,61
1,4285	71,65	28,35
1,3906	62,96	37,04
1,3551	56,88	43,12
1,3186	52,03	47,97
1,3042	49,04	50,96
1,2831	46,03	53,97
1,2090	45,27	54,73

Berthollet n'est pas d'accord avec M. Davy sur cet objet. Il fonde son assertion sur le fait suivant. Il satura 100 parties de potasse par l'*acide nitrique* de 1,2978 ; comme, d'après Lavoisier, le nitrate de potasse se volatilise en partie avec les vapeurs d'eau, il distilla le liquide et examina le produit du récipient avec une dissolution de platine, qui n'y montra pas un atome de potasse. Le sel neutre de la cornue fut desséché au degré de l'eau bouillante ; il avoit subi une décomposition, et réagissait comme un alcali. Il pesoit 168,50 ; Berthollet le porte cependant à 170 pour compenser la décomposition.

D'après ces résultats, quoiqu'incertains, Berthollet conclut que son *acide* de 1,2978 contient 33 pour cent d'*acide* réel ; ce qui diffère essentiellement des rapports de Kirwan et de Davy. (*Voyez* Journ. de Chim. et de Physiq., t. 3, p. 304.)

Le gaz oxigène n'a aucune action sur l'*acide nitrique*; mais tous les corps combustibles simples le décomposent. *Voyez* l'action de ces substances aux articles Phosphore et Charbon.

Si l'on projette du soufre dans l'*acide nitrique* fortement chauffé, il s'ensuit une inflammation. A une chaleur

douce, il est converti en *acide* sulfurique, et il se dégage du gaz nitreux.

Le gaz hydrogène n'altère pas l'*acide nitrique* à la température ordinaire de l'atmosphère; mais si l'on fait passer les deux substances à travers un tube de porcelaine rougé, il y a une détonnation vive; il se forme de l'eau, et on obtient du gaz azote.

Le gaz azote n'a aucune action sur l'*acide nitrique*.

Les métaux, à l'exception du platine, sont oxidés par cet *acide*; l'arsenic est converti en *acide* particulier. On range aussi l'or parmi les métaux non oxidables par l'*acide nitrique*. Brandt observa cependant en 1748, lorsqu'il fit bouillir un alliage de 16 parties d'argent et de 3 parties d'or dans l'*acide nitrique* concentré, qu'une petite quantité d'or étoit dissoute; Tillet a constaté le fait. Mais la dissolution d'or ne pourroit pas avoir lieu, s'il n'étoit préalablement oxidé par l'*acide*. Il paroît aussi que le platine allié avec l'or, l'argent et le cuivre, peut se dissoudre dans l'*acide nitrique*, d'après Tillet.

L'*acide nitrique* se combine avec les terres, les alcalis et les métaux. *Voyez* l'article NITRATE.

Parmi tous les *acides*, c'est l'*acide nitrique* qui attaque le plus vivement les substances végétales. Lorsqu'il est très-concentré, il change leurs couleurs, les détruit ou leur donne une couleur jaune invariable.

Si l'on traite les substances végétales avec un *acide nitrique* étendu de 3 ou 4 parties d'eau, on remarque, sans le secours de la chaleur, une foible effervescence qui est produite par le gaz nitreux mêlé d'un peu de carbone. A une douce chaleur, le dégagement du gaz est plus considérable.

Cette action de l'*acide nitrique* sur les végétaux, donne des *acides* qui n'existoient pas préalablement. Le premier *acide* produit paroît être l'*acide* malique. Une plus forte chaleur donne naissance à l'*acide* oxalique, qui contient plus d'oxigéne, et qui est plus dense que l'*acide* malique; enfin il se forme en dernier résultat de l'*acide* acétique. Plusieurs matières végétales donnent, en outre, de l'*acide* muqueux.

Une partie des substances végétales est convertie en

tannin par l'*acide nitrique*. *Voyez* art. TANNIN. Une autre partie se change quelquefois en une substance grasse, huileuse, en une espèce de résine insoluble dans l'eau et soluble dans les alcalis. Avec les champignons, les écorces de suber, le bois, on obtient presque toujours de l'*acide* prussique combiné avec de l'ammoniaque.

Fourcroy et Vauquelin ont déterminé les rapports de l'hydrogène de carbone et d'oxigène, en appréciant la quantité d'*acide* carbonique, du gaz nitreux, des autres *acides*, et de l'eau qui se forme par l'action de l'*acide nitrique* sur les substances animales.

Les substances animales traitées par l'*acide nitrique* deviennent jaunes et rouges. Il se dégage du gaz azote, il se forme de l'*acide* oxalique, carbonique, prussique, benzoïque, une substance grasse, et une substance jaune, amère et acide.

Plusieurs chimistes se sont occupés de déterminer les rapports des parties constituantes de l'*acide nitrique*.

Hales a observé que la chaleur dégage d'un demi-pouce cube de nitre, 90 pouces cubes d'air. Il en conclut que le nitre contient le huitième de son poids d'air, et que cet air contribue à la propriété détonnante de ce sel. Hales n'examina pas cependant la nature de ce gaz. Le même chimiste a observé un autre phénomène, qui auroit pu l'amener à la décomposition de l'*acide nitrique*. Il chauffa du sulfure métallique de Walton avec partie égale d'*acide nitrique* et d'eau; il obtint un gaz qui avoit la propriété d'exhaler des vapeurs rouges par le contact de l'air.

Priestley, conduit par le résultat de cette expérience, commença, en 1774, ses recherches qui l'amenèrent à la découverte du gaz nitreux. Il croyoit d'abord qu'il falloit se servir du même fossile que Hales, mais il obtint le même gaz d'après le conseil de Cavendish, en employant des métaux solubles dans l'*acide nitrique*.

La découverte du gaz oxigène, en 1774, favorisa celle de Priestley. Il s'assura que l'absorption du gaz oxigène, par le gaz nitreux, produisoit de l'*acide nitrique*.

Priestley ne parvint pas cependant à découvrir les parties constituantes de l'*acide nitrique*; comme, suivant lui, le phlogistique faisoit partie des métaux, et que ces mé-

taux étoient oxidés par l'*acide nitrique* en perdant leur phlogistique, il en conclut que le gaz nitreux contenoit du phlogistique. L'autre élément du gaz nitreux étoit, selon lui, de l'*acide nitrique*; l'addition d'oxigène en séparoit alors le phlogistique et même l'*acide nitrique*.

Macquer et Fontana adoptèrent cette théorie; ils ne pouvoient pas cependant expliquer l'absorption presque totale qui résultoit du mélange des deux gaz nitreux et oxigène, d'où résultoit de l'*acide nitrique*.

Priestley croyoit qu'il se formoit du gaz *acide* carbonique, mais Cavendish n'étoit pas de cet avis. L'analyse de l'*acide nitrique*, en 1776, par Lavoisier, détruisit cette erreur; il y trouva une nouvelle preuve de son assertion, que les *acides* contenoient l'oxigène comme élément, et que celui-ci leur donnoit le caractère d'acidité.

Il introduit dans un matras 17 onces de mercure avec 2 onces d'*acide nitrique* de 1,316, il recueillit le gaz à l'appareil pneumato-chimique; il obtint 172 pouces cubes de gaz nitreux; après avoir changé le récipient, l'opération fut continuée. Le muriate de mercure qui s'étoit formé, donna des vapeurs rouges, provenant du gaz oxigène et du gaz nitreux qui se dégagent ensemble. Il resta 12 pouces cubes d'un gaz différent de l'air atmosphérique. Dès que le nitrate de mercure commença à être d'un rouge blanc, il continua la distillation encore pendant 7 heures, l'oxide rouge de mercure lui donna 234 pouces cubes de gaz oxigène, il retrouva après cette opération le mercure sans diminution de poids.

Lavoisier chercha aussi à prouver la décomposition de l'*acide nitrique* par la synthèse. Il fit passer, sous une cloche, 7 $\frac{1}{3}$ pintes de gaz nitreux avec 4 pintes de gaz oxigéné; il eut une absorption qui occupoit 3 $\frac{5}{34}$ parties de volume des gaz employés; en même temps il s'étoit formé de l'*acide nitrique*.

De ces expériences, Lavoisier conclut que tout le gaz nitreux provenoit de l'*acide nitrique*, et que cet *acide* étoit composé de 64 parties en poids de gaz nitreux et de 36 de gaz oxigéné.

Il existoit cependant encore une difficulté que Lavoisier ne put lever, c'est la quantité du gaz oxigène qui se

trouvoit souvent plus considérable pour la suturation du gaz nitreux. Comme le gaz nitreux parut être évidemment un fluide élastique composé, Lavoisier conclut que l'azote en faisoit partie, ce qui se trouvoit d'accord avec les expériences de Priestley.

Occupé d'expériences sur la décomposition de l'eau, Cavendish observa qu'il se formoit de l'*acide* nitrique pendant la combustion du gaz hydrogène avec le gaz oxigène, et que la quantité en étoit d'autant plus grande que l'on avoit ajouté au mélange un peu de gaz azote. Il en déduit que la formation de l'*acide nitrique* étoit due à la présence du gaz azote.

Pour s'en assurer, il fit passer à travers l'air atmosphérique renfermé dans un tube de verre, des étincelles électriques.

Le volume d'air fut diminué, et il se forma de l'*acide nitrique*. L'expérience fut répétée avec la différence cependant qu'au lieu d'air atmosphérique, il employa un mélange de gaz oxigène et de gaz azote. Il trouva que suivant certaines proportions, tout étoit converti en *acide nitrique*. Dans une de ces expériences, les rapports du gaz oxigène et azote en volumes étoient comme 416 à 914, et dans un autre comme 192 à 468. (Phil. Transact., 1783.)

Ces faits furent constatés par van Marum et van Troostwyk.

La manière la plus commode de faire cette expérience est la suivante : on prend un cylindre de verre d'un sixième de pouce de diamètre, on ferme l'une de ses extrémités avec un bouchon à travers duquel passe un fil mince de métal, garni à ses deux bouts d'un bouton rond. On remplit le tube de mercure et on le renverse sur la cuve, on y fait passer un mélange de 0,13 de gaz azote et de 0,87 de gaz oxigène, assez pour en remplir à peu près 3 pouces; on ajoute une dissolution de potasse à peu près jusqu'à ½ pouce. On y fait traverser ensuite le conducteur d'une forte machine électrique jusqu'à ce que le gaz ne diminue plus de volume. Une partie de potasse se trouve convertie en nitrate.

La potasse, dans l'expérience de Cavendish, étoit saturée, tandis que celle employée par van Marum ne

le fut point; cette différence dépend évidemment de la quantité de potasse soumise à l'essai.

Plusieurs années auparavant, Priestley avoit remarqué que le fluide électrique diminuoit le volume d'air, et que pendant cette diminution, la teinture de tournesol avoit rougi. Il conclut de son expérience, que l'*acide* de l'air étoit précipité. Landriani, au contraire, croyoit que l'*acide* carbonique étoit formé, parce que le résidu troubloit l'eau de chaux.

Toutes les expériences de Cavendish prouvent à l'évidence que l'*acide nitrique* est composé d'azote et d'oxigène. Lavoisier déduit de ses expériences de la décomposition du nitre par le charbon, que l'*acide nitrique* est composé d'une partie d'azote et de 4 parties d'oxigène. Mais Davy a démontré que cette décomposition étoit bien plus compliquée et qu'on ne pouvoit pas en tirer les conséquences de Lavoisier. (*Davy*, Recherch., p. 44.)

Cavendish conclut de ses expériences, par l'étincelle électrique dans le mélange des deux gaz, que l'*acide nitrique* est composé d'une partie d'azote et de 2,346 d'oxigène, et selon Davy, l'*acide nitrique* est composé de

Azote	29,5
Oxigène.	70,5
	100

Ces rapports peuvent être regardés comme approchant beaucoup de la vérité. S'il y a une erreur, ce seroit dans la trop grande quantité d'oxigène; car Davy employa l'*acide* fait avec du gaz nitreux et du gaz oxigène, son *acide* pouvoit donc contenir un peu de gaz nitreux.

Voyez *Lavoisier*, Mém. de l'Académ., 1776, et son Traité de Chimie, t. 1, p. 78; *Berthollet*, Mém. de l'Académ., 1781, et sa Statique chimique, t. 2, p. 135; *Cavendish*, Philos. Transact., t. 78, p. 26; *Isaac-Milner*, Philos. Transact., t. 79, p. 300.

Acide nitro-muriatique, Eau régale. Acidum nitroso-muriaticum, aqua regis. *Salpetrichte salzsæure, Kœnigswasser.*

On obtient cet *acide* mixte en mêlant ensemble de l'*acide* muriatique et de l'*acide* nitrique. Comme on lui a reconnu des propriétés que ne possèdent pas les deux *acides* isolés, celle surtout de dissoudre l'or, les alchimistes l'avoient appelé le dissolvant du roi des métaux, *eau régale*.

Lorsque l'on mêle 1 ou 2 parties d'*acide* nitrique concentré avec 4 parties d'*acide* muriatique, on forme cet *acide*. Il y a effervescence au moment du mélange ; le liquide se colore et s'échauffe. Revenu à la température de l'air, il ne se condense plus. Guyton-Morveau mêla 2 parties d'*acide* nitrique de 1,209 avec 1 partie d'*acide* muriatique de 1,126 à une température de 15 degrés ; le thermomètre monta de 3 degrés, et la pesanteur spécifique étoit de 1,1795, tandis qu'on devoit la trouver par le calcul de 1,1813. Guyton-Morveau déduit cette différence de la dilatation par la chaleur ; il en conclut que le liquide ne se condense pas.

On croyoit autrefois qu'il se formoit au moment du mélange, de l'*acide* muriatique oxigéné, et que cet *acide* y restoit ; de-là on chercha à expliquer les propriétés de cet *acide*. Mais on sait maintenant que le fluide qui se dégage est du gaz muriatique oxigéné, et que le liquide est coloré par le gaz nitreux qui se forme aux dépens de l'*acide* nitrique qui cède de l'oxigène à l'*acide* muriatique. Si l'on y ajoute une base alcaline, le gaz nitreux en est séparé.

L'*acide* nitrique a une forte tendance à se combiner avec le gaz nitreux ; l'*acide* muriatique qui la possède aussi, à un degré moindre, détermine principalement la formation du gaz nitreux, tandis que l'oxigène qui devient libre se combine avec une partie d'*acide* muriatique pour former l'*acide* muriatique oxigéné qui se dégage. L'action cesse au moment où l'*acide* nitreux est saturé de gaz nitreux.

Si l'on se sert en conséquence, pour la préparation de l'*acide nitro-muriatique*, d'un *acide* nitrique déjà chargé de gaz nitreux, l'action est bien plus foible ; il se dégage une plus petite quantité d'*acide* muriatique oxigéné, puisqu'il est en rapport avec la quantité de gaz nitreux formé.

Par-là on peut expliquer l'action de l'*acide nitro-muriatique* sur les métaux. Ici l'action du métal de l'*acide* muriatique et de l'oxigène de l'*acide* nitrique se réunissent. Le métal agit sur l'oxigène de l'*acide* nitrique, s'en empare et devient propre à se dissoudre dans l'*acide* muriatique; car les sels métalliques produits par l'*acide nitro-muriatique* sont des muriates.

On prépare encore cet *acide* en décomposant un nitre très-impur; on obtient alors un *acide* nitrique très-chargé d'*acide* muriatique, mélange qui peut être employé dans beaucoup de cas, par exemple, à dissoudre l'étain pour les teinturiers.

Les dissolutions de muriate de soude et de muriate d'ammoniaque dans l'*acide* nitrique (4 parties de muriate d'ammoniaque et 16 parties d'*acide* nitrique), donnent également ce composé.

Quel que soit le procédé, il faut varier les proportions d'après l'emploi qu'on veut faire de l'*acide*. Pour la dissolution de l'or, on le compose ordinairement de deux parties d'*acide* muriatique et d'une d'*acide* nitrique.

L'*acide nitro-muriatique* composé d'une partie d'*acide* nitrique de 1,314 et de 3 parties d'*acide* muriatique de 1,114, a la propriété de dissoudre le platine. On obtient un très-bon dissolvant en faisant dissoudre dans 1 livre d'*acide* nitrique de 1,314, 7 onces de muriate de soude.

Voyez *Berthollet*, Statique chimiq., t. 2, p. 207.

Acide oxalique. Acidum oxalicum. *Klee sæure.*

Pour former cet *acide*, on verse dans une cornue spacieuse sur une partie de sucre blanc, 6 parties d'*acide* nitrique concentré; on adapte à la cornue un ballon qui communique, à l'aide d'un tube, à la cuve pneumatique; l'appareil ainsi monté, on chauffe légèrement. Il se produit une effervescence accompagnée d'un dégagement de gaz *acide* carbonique et de gaz nitreux. On continue la distillation jusqu'à ce qu'on n'aperçoive plus de vapeurs rouges. Le résidu liquide est clair et sans couleur, il devient foncé par le refroidissement; on le verse encore chaud dans des capsules évaporatoires. Il se forme des cristaux prismatiques en aiguilles, que l'on sépare de la liqueur;

on les lave ensuite avec un peu d'eau froide, et on les fait sécher sur du papier Joseph.

Lorsqu'on traite de nouveau la liqueur décantée par l'*acide* nitrique, on obtient une nouvelle quantité d'*acide oxalique* en cristaux.

Chaptal trouve la proportion de 6 parties d'*acide* nitrique sur une partie de sucre, vicieuse, parce qu'il se forme beaucoup d'*acide* malique.

Il est plus avantageux, selon lui, de verser 9 parties d'*acide* nitrique à plusieurs reprises. Après avoir enlevé les premiers cristaux, on remet l'eau-mère sur le feu, en y ajoutant le tiers du sucre préalablement employé. On obtient une nouvelle quantité d'*acide oxalique*. Chaptal fait évaporer de nouveau l'eau-mère, en y ajoutant selon le besoin du sucre ou de l'*acide* nitrique.

Les cristaux sont toujours imprégnés d'*acide* nitrique; on les en débarrasse par une dissolution dans l'eau et par une cristallisation lente; lorsque la masse est fortement chauffée, il se volatilise beaucoup d'*acide* qui agit sur les narines. (*Chaptal*, Chimie appliquée aux arts, t. 3, p. 161.)

Il est essentiel de ne pas employer une trop grande quantité d'*acide* nitrique qui diminue l'*acide oxalique*, de manière même à n'en pas obtenir.

Hermbstædt prétend avoir formé de l'*acide* tartarique en employant une petite quantité d'*acide* nitrique. Cette expérience répétée par Thomson, n'a point été confirmée.

Les cristaux de l'*acide oxalique* sont des prismes à 4 pans à faces latérales alternativement étroites et larges. Il y a deux facettes aux extrémités. Cet *acide* cristallise quelquefois en lames rhomboïdales. Les cristaux sont blancs, transparents et d'un bel éclat; la saveur est très-aigre, de manière qu'une partie de ses cristaux peuvent rendre sensiblement acide 3000 parties d'eau. Lorsqu'on fait chauffer l'*acide oxalique* cristallisé dans un vase ouvert, il s'élève une vapeur qui excite les organes de l'odorat et les poumons. Il reste un résidu pulvérulent qui est plus blanc que ne l'étoit l'*acide*; il perd, par cette opération, $\frac{5}{10}$ de son poids, mais il recouvre cette perte étant exposé à l'air. Par la distillation il

passe d'abord l'eau de cristallisation, l'*acide* se fond ensuite et brunit; on obtient une petite quantité de liquide insipide, et il se sublime un peu d'*acide oxalique* sous la forme de croûte blanche. La plus grande partie de l'*acide* est cependant décomposée, il reste dans la cornue une matière brune qui fait à peu près $\frac{1}{50}$ de l'*acide* employé.

A un feu libre, le résidu disparoît entièrement. Il a une odeur empyreumatique, noircit l'*acide* sulfurique, jaunit l'*acide* nitrique et se dissout dans l'*acide* muriatique sans être altéré.

Lorsqu'on distille l'*acide* sublimé pour la seconde fois, il s'en dégage des vapeurs blanches qui se condensent, dans le récipient, en un *acide* blanc incristallisable. Il reste dans la cornue une substance foncée.

Durant la distillation, il se dégage beaucoup de vapeurs élastiques. Bergmann obtint de 279 grains d'*acide oxalique* 109 pouces cubes de gaz, consistant en partie égale d'*acide* carbonique et de gaz hydrogène carboné. Fontana obtint d'une once d'*acide* un mélange de 430 pouces cubes de ces deux gaz, dont l'*acide* carbonique fait $\frac{1}{5}$ à peu près. L'*acide oxalique* se dissout dans son poids d'eau bouillante. L'eau à une température de 65° Fahr. 18°,33 centig. n'en dissout que la moitié de son poids; la dissolution paroît d'abord trouble, mais elle s'éclaircit ensuite; sa pesanteur spécifique est de 1,0593. Exposée au degré bouillant, l'eau qui s'évapore n'entraîne rien de l'*acide*.

Cent parties d'alcool bouillant dissolvent 56 parties d'*acide* cristallisé, et 40 parties à une température moyenne, la dissolution est trouble, il se dépose un sédiment mucilagineux qui présente à peine $\frac{1}{10}$ de l'*acide*.

La dissolution aqueuse concentrée a une saveur très-*acide*, est agréable au goût. Lorsqu'elle est étendue de beaucoup d'eau, elle rougit les couleurs bleues végétales, excepté celle de l'indigo. Un grain dissout dans 1920 grains d'eau, rougit le papier bleu de tournesol.

L'*acide* sulfurique concentré, versé sur l'*acide oxalique* cristallisé, le colore en brun à l'aide de la chaleur, il s'en sépare du charbon. L'*acide* sulfurique étendu, le dissout avec facilité sans lui faire éprouver d'autres altérations.

L'*acide* nitrique dissout aisément l'*acide oxalique*, le

mélange se colore en jaune. Après le refroidissement, on obtient encore des cristaux qui sont souvent irréguliers. En continuant l'action de l'*acide* nitrique, tout l'*acide oxalique* se convertit en eau et en *acide* carbonique.

Les *acides* muriatique et acétique dissolvent aussi l'*acide oxalique* sans le décomposer.

Il se dissout difficilement dans l'éther.

Les huiles grasses et volatiles le dissolvent, d'où l'on peut le séparer par une évaporation lente.

L'*acide oxalique* oxide le plomb, le cuivre, le fer, l'étain, le bismuth, le nickel, le cobalt, le zinc et le manganèse. Il n'agit point sur l'or, le platine, l'argent et le mercure. Il se combine avec les terres, les alcalis et les oxides métalliques.

Si l'on verse dans une dissolution de nitre ou dans un sel à base de potasse ou de soude, une dissolution concentrée d'*acide oxalique*, ces sels sont décomposés comme Schéele l'a remarqué le premier.

D'après l'action de l'*acide* nitrique, et la distillation de cet *acide*, on voit que ses parties constituantes sont oxigène, hydrogène et carbone. Fourcroy et Vauquelin ont établi les proportions suivantes : oxigène 77, hydrogène 10, carbone 13.

Les auteurs n'indiquent pas les moyens qu'ils ont employés pour arriver à ce résultat, et Fourcroy déclare seulement que cette analyse est très-pénible.

Le sucre et beaucoup d'autres substances traitées par l'*acide* nitrique, donnent de l'*acide oxalique*. Fontana (Journ. de Phys., t. 13, p. 22) annonce que toutes les résines et les gommes ont cette propriété.

Bergmann obtint de la gomme arabique, le quart en poids d'*acide oxalique*, et Chaptal 2 gros et 6 grains d'une once de gomme arabique traitée par 8 onces d'*acide* nitrique, de 1,367 de densité. La gomme adragante en fournit une moindre quantité. L'alcool traité avec 3 parties d'*acide* nitrique, donna à Bergmann trois huitièmes d'*acide oxalique* du poids de l'alcool employé.

Chaptal a eu les résultats suivants : 2 onces de manne traitées avec 12 onces d'*acide* nitrique, lui ont donné 2 gros et 66 grains d'*acide oxalique*.

Une once 6 gros d'extrait de farine de froment traité avec 16 onces d'*acide* nitrique de 1,333, ont fourni 4 gros 36 grains d'*acide oxalique.*

L'extrait de farine d'orge donna un tiers de moins, et celui de farine de seigle un quart, malgré sa saveur plus sucrée.

Deux onces d'extrait obtenu d'une livre de raves rouges, traité avec 8 onces d'*acide* nitrique, ont donné 3 gros 4 grains d'*acide oxalique.*

Une once d'extrait de racine de panais, traité par 8 onces d'*acide* nitrique, n'a donné que 36 grains d'*acide oxalique.*

L'extrait du raisin sec donna un huitième d'*acide oxalique*, celui du suc d'érable 1 gros 22 grains, et celui du suc du frêne des contrées méridionales de France, 2 gros d'*acide* sur 1 once d'extrait. (*Chaptal*, Chim. app. aux arts, t. 3, p. 182.)

Westrumb obtint d'une once et demie de sucre de lait, 66 grains d'*acide oxalique*, tandis que Hermbstædt n'en put obtenir que 15 grains.

Berthollet a fait voir que les substances animales fournissoient également de l'*acide oxalique.* La soie, la laine, les peaux préparees, les tendons, les cheveux, etc., digérés avec l'*acide* nitrique, lui ont donné de l'*acide oxalique.* La laine en donne une plus grande quantité, et même plus que le sucre. Six gros ont rendu 3 gros et quelques grains d'*acide oxalique.*

La chair musculaire privée de graisse et de gélatine, autant qu'il est possible, donna peu d'*acide oxalique ;* il se forme une quantité considérable de graisse, qui empêche la cristallisation de l'*acide.* La gélatine animale donna bien plus d'*acide oxalique.* La substance albumineuse du sang, appelée vulgairement *eau de sang*, se comporte de la même manière.

La partie coagulée du sang donne beaucoup d'*acide oxalique* et de graisse, ainsi que le blanc d'œuf durci par l'ébullition. Le jaune d'œuf n'en fournit qu'une bien petite quantité.

Du coton traité par l'*acide* nitrique concentré, n'a fourni

que de foibles traces d'*acide oxalique*. (*Berthollet*, Mém. de l'Acad., 1780.)

Les huiles et la graisse fournissent aussi, selon Schéele et Westrumb, de l'*acide oxalique*.

La plupart des *acides* végétaux peuvent être convertis en *acide oxalique* par le moyen de l'*acide* nitrique, comme Schéele, Westrumb et Hermbstædt l'ont démontré. Dans toutes ces expériences, l'*acide oxalique* est un produit formé pendant l'opération. L'*acide oxalique* auroit, d'après cela, un radical qui se trouve dans toutes les substances végétales et animales, et qui n'exige que de l'oxigène pour passer à l'état d'*acide*.

La nature nous offre aussi l'*acide oxalique* tout formé. Déyeux, Dispan et Vauquelin, l'ont rencontré à l'état libre dans le liquide qui suinte du pois chiche, *cicer arietinum*, combiné avec la chaux; Schéele l'a rencontré dans la racine de rhubarbe et dans beaucoup d'autres racines. Uni à la potasse, il est contenu comme acidule dans les feuilles de l'*oxalis acetosella, oxalis corniculata* et dans plusieurs espèces du *geranium acidum* (1). Fourcroy et Vauquelin ont aussi trouvé l'*acide oxalique* dans quelques calculs de vessie.

Pour séparer l'*acide oxalique* de l'oxalate acidule de potasse, Schéele emploie le procédé suivant. On ajoute à une solution de ce sel de l'acétate de plomb, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. On verse sur le précipité oxalate de plomb de l'*acide* sulfurique affoibli pour le convertir en sulfate de plomb. La liqueur surnageante est l'*acide oxalique* pur. On peut aussi saturer l'oxalate *acide* de potasse par l'ammoniaque, et verser dans ce sel triple du muriate de barite, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. Le précipité qui est l'oxalate de barite, est ensuite lavé et décomposé par l'*acide* sulfurique.

Par la séparation de l'*acide* de l'oxalate acidule de potasse, et par la comparaison qu'il en fit avec celui obtenu du sucre, Schéele prouva contre l'opinion de Bergmann,

---

(1) Nous l'avons rencontré dernièrement saturé en partie par la potasse dans les feuilles de rhubarbe. *Rheum palmatum*. *Voyez* Annales de Chimie, t. 67, p. 90. (*Note des Traducteurs.*)

que les deux *acides* étoient identiques. Marggraf essaya une décomposition du sel d'oseille par l'*acide* nitrique : il y découvrit la potasse, mais non l'*acide oxalique.*

Schéele est donc le premier qui ait isolé l'*acide oxalique,* et qui ait fait la découverte de l'*acide* du sucre. Bergmann a publié ensuite les recherches de Schéele.

L'*acide oxalique* ou l'oxalate alcalin, est un réactif précieux pour reconnoître dans un liquide la présence de la chaux Il se forme sur-le-champ un précipité qui est insoluble dans l'eau.

Si le liquide contient un *acide* libre, le précipité n'a pas lieu; il faut donc, d'après Darracq, le saturer préalablement par l'ammoniaque.

Cet *acide* est employé dans les imprimeries de toile de coton, pour enlever les mordants. Lorsque la surface de la toile est couverte de mordant, on porte l'*acide oxalique* mêlé avec la gomme sur les endroits que l'on veut avoir blancs. L'*acide* détruit le mordant sans attaquer la matière colorante. Par ce moyen, on fait *les sablés* et d'autres modèles délicats.

On peut aussi se servir de cet *acide* pour affoiblir l'énergie du mordant, ce qui donne plusieurs nuances aux étoffes couvertes par le mordant. Dans ce cas, on affoiblit l'*acide* selon la quantité de mordant qu'on veut enlever à l'étoffe.

On emploie aussi cet *acide* pour détruire les taches d'encre. On se sert aussi de l'oxalate acidule de potasse.

Voyez *Bergm.*, Opusc., t. 1, p. 238, Encyclop. méth., t. 1; *Fourcroy*, Système des Connoiss. chim., t. 7, p. 219.

ACIDE PHOSPHOREUX. Acidum phosphorosum. *Phosphorichte sæure.*

Cet *acide* s'obtient en exposant le phosphore pendant quelques semaines à la température ordinaire de l'air. Pour le préparer, on place dans un entonnoir quelques cylindres de verre, dans lesquels on a introduit du phosphore ; on le met dans un flacon que l'on recouvre d'une cloche. Le phosphore s'acidifie peu à peu, attire en même temps l'humidité de l'air, et coule dans le flacon. Une once de phosphore donne à peu près 3 onces de cet *acide.*

Pour éviter une inflammation, on peut placer chaque cylindre de phosphore dans un tube de verre ouvert aux deux extrémités, et couvrir l'appareil par une cloche de verre qui est ouverte par le haut et pourvue d'un bouchon. Si par hasard un cylindre de phosphore s'enflammoit, il faut boucher l'ouverture de la cloche; alors la combustion cessera. Après le refroidissement, on ouvre la cloche.

L'*acide phosphoreux* ainsi obtenu est un liquide visqueux d'une certaine consistance, formant des stries comme l'huile sur les parois du vase.

Il se combine avec l'eau en toute proportion; on ne peut l'obtenir à l'état concret comme l'*acide* phosphorique.

Lorsqu'on le chauffe, il se dégage d'abord une partie de son eau; il se forme ensuite des bulles à sa surface, qui crèvent, donnent une fumée blanche et s'enflamment au contact de l'air: c'est du gaz hydrogène phosphoré. Lorsqu'il ne s'en dégage plus, il reste de l'*acide* phosphorique.

L'*acide phosphoreux*, exposé plus long-temps au contact de l'air ou du gaz oxigène, se convertit en *acide* phosphorique. Ce changement s'opère cependant lentement, et jamais en totalité. La décomposition est plus prompte, si l'*acide* est étendu d'une grande quantité d'eau. Lorsqu'on le fait rougir avec du charbon, on obtient du gaz *acide* carbonique et du phosphore. Les autres combustibles simples ont peu d'action sur lui.

L'*acide* sulfurique à froid n'agit pas sur l'*acide phosphoreux*; mais à l'aide de la chaleur, il cède une partie de son oxigène, et l'*acide phosphoreux* est converti en *acide* phosphorique.

L'*acide* nitrique opère aussi cette décomposition à l'aide de la chaleur. Par ce moyen, on peut obtenir de l'*acide* phosphorique. A cet effet, on verse $\frac{1}{8}$ d'*acide* nitrique d'une pesanteur spécifique de 1,3 sur l'*acide phosphoreux*, et on distille le mélange. L'*acide* nitrique se décompose, et il reste de l'*acide* phosphorique pur. Ce procédé a été indiqué par Fourcroy. *Voyez* Système des Conn. chim., t. 2.

L'*acide phosphoreux* agit sur les métaux à peu près comme l'*acide* phosphorique; il n'y a peut-être d'autre

différence que pendant l'oxidation de quelques-uns ; le gaz qui se dégage contient de l'*acide* phosphorique en dissolution.

L'*acide phosphoreux* décompose tous les sels mercuriels ; il réduit leurs oxides à l'état métallique, et en sépare entièrement l'*acide*. Si les sels mercuriels sont oxidés au *maximum*, ils sont ramenés à l'état d'oxide au *minimum*, et l'*acide phosphoreux* est converti en *acide* phosphorique. Le phosphate de mercure lui-même est décomposé, et le mercure est séparé à l'état métallique. Tant est grande l'attraction de cet *acide* pour l'oxigène ; elle l'emporte non seulement sur celle de l'oxigène pour le mercure, mais aussi sur celle de l'*acide* pour l'oxide.

La réduction du mercure dans la décomposition des sels mercuriels, par l'*acide phosphoreux*, est complète. Comme l'oxide est combiné avec un *acide* qu'il n'abandonne qu'après la réduction parfaite, l'*acide* phosphorique qui vient d'être formé ne peut pas le dissoudre, puisqu'il n'existe qu'au moment où l'oxide est réduit. Les *acides* combinés auparavant avec l'oxide ne peuvent pas non plus redissoudre le mercure, parce que l'*acide phosphoreux* fait cesser leur action. S'il s'étoit formé un phosphate, il seroit décomposé par l'*acide phosphoreux*.

Voyez Braamcamp et Siqueira Oliva, Ann. de Chim., t. 54, p. 117.

Acide phosphorique. Acidum phosphoricum. *Phosphorsæure.*

Boyle remarqua le premier qu'il se formoit un *acide* après la combustion du phosphore ; Marggraf examina plus particulièrement ses propriétés, et démontra que c'étoit un *acide* particulier. Les recherches de Bergmann, Schéele, Lavoisier, Péarson, Fourcroy, etc., ont donné une connoissance plus exacte de cette substance.

On peut obtenir cet *acide* en brûlant du phosphore sous une cloche remplie d'air. Le phosphore brûle rapidement, et il se dépose des flocons blancs sur les parois du vase. Ces flocons sont de l'*acide phosphorique* pur. Si l'on fait passer un courant de gaz oxigène sur du phosphore fondu dans l'eau chaude, on obtient aussi de l'*a-*

L'acide phosphorique se combine avec les alcalis, les terres et les métaux, et forme des sels appelés *phosphates*.

L'acide phosphorique se trouve dans les trois règnes de la nature, mais plus abondamment dans le règne animal, surtout dans les os et dans l'urine des animaux carnivores.

Dans le règne minéral, on le trouve en combinaison avec le fer, le cuivre, le plomb, la chaux. On le rencontre aussi dans plusieurs plantes.

Les parties constituantes de cet *acide* ont été examinées par les chimistes avec un soin particulier, et leur détermination a eu l'influence la plus décisive sur la théorie de l'acidification.

Marggraf a remarqué le premier que le phosphore augmentoit en poids par son acidification, ce qui fut confirmé par Guyton en 1772. Lavoisier démontra par des expériences exactes que dans la conversion du phosphore en *acide phosphorique* par la combustion, l'oxigène de l'air atmosphérique se combinoit avec le phosphore, et il chercha à en déterminer la quantité.

A cet effet, il fit le vide dans un ballon de verre, et après avoir déterminé son poids, il le remplit de gaz oxigène et ajouta 100 grains de phosphore. Le ballon doit être muni d'un robinet, de manière à y introduire à volonté du gaz oxigène. Il enflamma le phosphore à l'aide d'un verre ardent; la combustion s'opère avec rapidité. Sur les parois intérieures du ballon, il se déposa des flocons blancs en quantité considérable; ils devenoient tellement abondants que, malgré le courant non interrompu du gaz oxigène, le phosphore s'est éteint. Le ballon fut percé après le refroidissement et avant d'ouvrir le robinet. Par ce moyen, il détermina la quantité de gaz oxigène absorbé, ainsi que le phosphore qui n'avoit pas brûlé.

Les flocons blancs pesoient exactement autant que le phosphore et le gaz oxigène employés. Comme 45 grains de phosphore et 69,375 de gaz oxigène avoient été consommés, Lavoisier détermina les proportions de *l'acide phosphorique* de la manière suivante :

Oxigène	60
Phosphore	40
	100

Rose a cherché, avec cette exactitude qui lui est particulière, à déterminer les proportions entre le phosphore et l'oxigène dans cet *acide*. Il se servit pour cela de la combustion du phosphore dans le gaz oxigène, ou bien il acidifia le phosphore par l'*acide* nitrique; il neutralisa l'*acide* par la potasse, et il décomposa le phosphate alcalin par le nitrate de plomb. Connoissant les parties constituantes du phosphate de plomb par les expériences de Klaproth et par les siennes propres, il détermina facilement la quantité d'*acide phosphorique* par la quantité de phosphate de plomb formé. Il a vu que 100 parties de phosphore avoient absorbé 111 parties d'oxigène, ce qui donna 211 parties d'*acide phosphorique*. D'après ces expériences, l'*acide phosphorique* seroit composé de

Phosphore.	47,4
Oxigène	52,6
	100

Selon Berthollet, l'*acide phosphorique* vitrifié contient une quantité considérable d'eau. Il fit dissoudre dans de l'eau de l'*acide phosphorique* vitrifié, et le neutralisa avec 100 parties de potasse, ce qui exigea une quantité d'*acide* nécessaire correspondante à 85,51 parties d'*acide phosphorique* vitrifié. Après l'évaporation, on fit rougir la masse restante; elle pesoit 150,10. Berthollet en a conclu que l'*acide phosphorique* vitrifié retient $\frac{1}{8}$ de son poids d'eau non compris celle qui reste encore dans le phosphate de potasse rougi.

ACIDE PRUSSIQUE. Acidum borussicum. *Blausæure*.

Quand on fait rougir du charbon animal avec des alcalis fixes, ces derniers acquièrent la propriété remarquable de précipiter en bleu l'oxide de fer de ses dissolutions. L'alcali que l'on croyoit combiné avec le phlogistique,

fut appelé *alcali phlogistiqué*, ou *sel de sang*, parce qu'on le prépare avec cette substance. Après beaucoup d'erreurs, on commença à s'approcher de la vérité en prenant la substance qui colore le fer en bleu pour un *acide;* mais c'est à Schéele que nous devons la connoissance non seulement des moyens de séparer cet *acide* de sa base, mais encore la plupart de ses propriétés.

Il remarqua que si l'on expose une lessive de sang pendant quelque temps à l'air, elle perd la propriété de former du bleu de Prusse. Assuré de ce phénomène, il renferma une quantité de prussiate de potasse dans une boule de verre qu'il boucha exactement; il examina au bout de quelque temps le vase, et trouva que ni l'air, ni l'alcali n'avoient subi d'altération. Il fallut donc supposer un principe dans l'air qui détruisît la matière colorante, et comme ce phénomène n'a pas lieu dans des vaisseaux clos, on ne put admettre cette idée. Il soupçonna d'abord le gaz *acide* carbonique; pour s'en convaincre, il emplit une cloche de ce gaz et y introduisit le sel : au bout de vingt-quatre heures, il trouva que ce sel avoit perdu la propriété de former du bleu de Prusse, ce qui le confirma dans l'idée que l'*acide* carbonique lui enlevoit ce principe.

Pour s'assurer qu'il n'en existoit pas d'autre, il mit une bande de papier trempée dans une dissolution de fer, arrosée avec deux gouttes d'alcali caustique, afin de précipiter le fer, et l'introduisit sous une cloche semblable à la première. Au bout de deux heures, le papier arrosé d'un peu d'*acide* muriatique devint d'un beau bleu. L'*acide* carbonique présentoit donc la propriété de séparer la substance colorante de l'alcali, sans la décomposer; mais cette même propriété se retrouvoit dans d'autres *acides :* alors Schéele essaya d'isoler ce principe colorant. Après beaucoup d'essais, il obtint, à l'aide de l'expérience suivante, le résultat qu'il désiroit.

Il fit un mélange de 10 parties de bleu de Prusse en poudre avec 5 parties d'oxide rouge de mercure; on porta ce mélange à l'ébullition pendant quelques minutes avec 30 parties d'eau. Le couleur bleue disparut et passa au vert jaunâtre. On filtra, et on lava la matière restée sur le

filtre avec 10 parties d'eau chaude; dans cette expérience, le principe colorant se combine avec l'oxide de mercure et forme un sel soluble. Ce sel se trouve dans la liqueur filtrée, tandis que les parties insolubles du bleu de Prusse restent sur le filtre.

On versa ensuite la liqueur filtrée sur 2 parties ½ de limaille de fer pur; on y ajouta 1 partie d'*acide* sulfurique concentré, et on remua le mélange : la limaille s'est dissoute, et le mercure fut réduit à l'état métallique. Dans cette expérience, le fer s'oxide aux dépens du mercure, et se dissout dans l'*acide* sulfurique en raison d'une plus grande affinité de l'*acide*; il reste dans la solution le sulfate de fer et le principe colorant.

Pour séparer le principe colorant du sulfate de fer, Schéele distilla ce mélange à une douce chaleur; ce principe passa après que la quatrième partie de la liqueur fut distillée; il étoit cependant mêlé d'une petite quantité d'*acide* sulfurique, dont Schéele le débarrassa en le distillant de nouveau sur du carbonate de chaux; il forma alors un sulfate de chaux, et le principe colorant se dégagea pur.

L'auteur examina ensuite les parties constituantes de cette substance, ainsi que l'influence que pouvoient avoir sur sa formation les matières animales. Il prépara un bleu de Prusse très-pur, qu'il distilla en chauffant les vases jusqu'à une chaleur rouge. On avoit mis dans le récipient une petite quantité d'eau, qui avoit absorbé pendant l'opération une partie du principe colorant et de l'ammoniaque; les gaz qui s'étoient dégagés étoient un mélange de gaz azote, de gaz *acide* carbonique et de principe colorant. D'après beaucoup d'expériences, Schéele soupçonna que le principe colorant étoit composé d'huile et d'ammoniaque. Il ne parvint cependant pas à le composer de toute pièce en chauffant l'ammoniaque avec de l'huile ou de la graisse; mais, s'apercevant que l'eau empêchoit sa formation, il chercha à combiner l'ammoniaque avec le principe inflammable sec, qu'il supposa dans les huiles, ainsi qu'avec l'*acide* carbonique sec. Il trouva que le charbon seul, rougi fortement avec des alcalis fixes, ne lui communiquoit nullement la propriété de colorer le fer en bleu. Il

ajouta alors au mélange de charbon et de potasse, après l'avoir poussé à une chaleur blanche, du muriate d'ammoniaque en morceaux. Il continua le feu autour du creuset jusqu'à ce qu'il n'y eût plus de dégagement de vapeurs. La masse dissoute dans l'eau avoit toutes les propriétés du prussiate de potasse, tandis que le mélange sans muriate d'ammoniaque fournit seulement une petite quantité de bleu de Prusse.

Schéele est donc parvenu à composer le principe colorant; mais l'idée qu'il s'étoit formée de ses parties constituantes, ne le satisfit pas. Il regardoit le principe colorant comme un composé d'ammoniaque et de charbon très-divisé; il pensoit qu'il étoit devenu fixe par la forte chaleur, qu'il s'unissoit aux alcalis, et leur donnoit la propriété de colorer en bleu le fer.

Schéele chercha ensuite à expliquer les phénomènes qui se passent pendant la distillation du bleu de Prusse. Selon lui, l'oxide de fer attire une partie du phlogistique; l'*acide* carbonique qui devient libre s'unit à l'ammoniaque, et passe avec elle dans le récipient; et comme, d'après l'idée de Schéele, l'oxide de fer ne peut acquérir davantage par la distillation, il faut qu'une partie du principe colorant passe aussi sans être altéré. Si au contraire l'oxide métallique est capable de retenir tout le phlogistique, il ne se dégageroit que de l'*acide* carbonique et de l'ammoniaque. Il distilla, d'après cela, une partie de bleu de Prusse avec 6 parties d'oxide noir de manganèse, et obtint pour résultat de l'alcali ne contenant point de principe colorant.

Après Schéele, Berthollet a le plus contribué par ses expériences à faire connoître plus intimement l'*acide prussique*. Il profita des progrès que la chimie avoit faits depuis qu'il étoit parvenu à décomposer l'ammoniaque. Il fit voir, en 1782, que le prussiate de potasse qu'il obtint par l'ébullition du bleu de Prusse avec une lessive de potasse, étoit un sel triple, composé d'*acide prussique*, de potasse et d'oxide de fer, et qu'on obtenoit des cristaux octaèdres dont les extrémités étoient tronquées près de la base; que ce sel mêlé avec l'*acide* sulfurique et exposé aux rayons solaires se décomposoit et laissoit précipiter

du bleu de Prusse, phénomène qui n'avoit pas lieu à l'ombre.

Ces premières expériences conduisirent l'auteur à connoître plus exactement la nature de l'*acide prussique*. Il versa sur l'*acide* préparé d'après le procédé de Schéele de l'*acide* muriatique oxigéné; il observa que ce dernier perdoit son oxigène, et qu'il passoit à l'état d'*acide* muriatique ordinaire. L'*acide prussique* acquiert, par cette combinaison avec l'oxigène, de nouvelles propriétés. Il a une odeur plus forte, devient plus volatile, moins propre à s'unir aux alcalis, et précipite le fer de ses dissolutions en vert. Dans cet état, on peut considérer l'*acide prussique* comme oxigéné, et le précipité vert comme du prussiate de fer très-oxidé.

M. Berthollet fit passer une plus grande quantité de gaz *acide* muriatique oxigéné à travers de l'*acide prussique*, et exposa le mélange à la lumière; il se précipita une huile aromatique qui, réduite en gaz insoluble dans l'eau par le calorique, ne peut se combiner avec le fer. L'*acide prussique* chargé d'oxigène ne peut plus être ramené à son premier état.

Si l'on mêle le prussiate de fer vert, qu'on peut aussi obtenir en traitant le bleu de Prusse par l'*acide* muriatique oxigéné avec la potasse pure, l'*acide prussique* oxigène est instantanément décomposé et converti en carbonate d'ammoniaque.

De ces expériences, Berthollet a conclu que l'*acide prussique* ne contenoit pas d'ammoniaque formé, comme Bergmann et Schéele l'avoient soupçonné, mais que ses parties constituantes y existoient, plus le carbone; que cet *acide* étoit composé d'azote, d'hydrogène et de carbone, dont les proportions étoient inconnues (1).

Ce chimiste n'a pu y reconnoître la présence de l'oxigène; et, à cet égard, l'*acide* se trouve dans la même classe que l'hydrogène sulfuré dans lequel on n'a plus trouvé d'oxigène, mais qui se combine avec les bases salifiables,

---

(1) Clouet trouva aussi (Annal. de Chimie, t. 2, p. 30) que s'il faisoit passer du gaz ammoniaque à travers des charbons rouges, il se formoit de l'*acide prussique*. Il faut, pour que l'expérience réussisse, que le tube de porcelaine chargé de charbon, soit très-fortement rougi,

formant des sels cristallisables avec les alcalis, rougissant les couleurs bleues végétales, ce que ne fait pas cependant l'*acide prussique;* l'hydrogène sulfuré possède donc les propriétés *acides* d'une manière plus marquée que l'*acide prussique.* M. Berthollet croît d'autant plus qu'il n'existe pas d'oxigène dans l'*acide prussique,* qu'il devroit s'y trouver en combinaison quadruple, surtout avec des substances avec lesquelles il est très-disposé à se combiner deux à deux, ce qui a lieu avec l'hydrogène, le carbone et l'azote; et ce qui est encore plus remarquable, c'est que la température élevée devroit produire, avec les principes nommés, des combinaisons doubles que l'oxigène ne peut former. L'auteur établit ensuite la théorie de la formation de l'*acide prussique.* Lorsqu'on fait, dit-il, rougir la potasse avec du sang, ou avec toute autre substance azotée, il s'opère une combinaison double entre l'azote et le carbone, d'où résulte un charbon azoté. Le troisième principe de l'*acide prussique,* l'hydrogène, s'unit au composé binaire sitôt qu'il a le contact de l'eau; ce phénomène est encore analogue à celui que présentent les sulfures alcalins lorsqu'on leur ajoute de l'eau. (*Voyez* Essai de Statique chimique, t. 2, p. 267.)

D'après M. Curaudau (Ann. de Chim., t. 46, p. 148), l'*acide prussique* peut exister sous trois états différents. Préparé avec un alcali et le sang, ou tout autre corps azoté, c'est le premier état, un azote carboné. Si l'on met cette substance en contact avec l'eau, elle s'empare de l'hydrogène, il se forme de l'*acide prussique* gazeux, ou un prussure. Ce prussure a la propriété de se combiner avec les alcalis et les terres, sans avoir de caractère *acide;* mais lorsqu'on le combine avec un oxide métallique au *maximum*, il est modifié par l'oxigène de cet oxide, et forme un composé quaternaire; alors il acquiert les propriétés *acides*.

Plusieurs chimistes, et particulièrement Fourcroy, ne regardent pas comme certain que l'*acide prussique* soit dépourvu d'oxigène. Ce dernier observe que l'analogie que Berthollet déduit de l'hydrogène sulfuré, ne peut être admise sans de nouvelles recherches, l'analyse du dernier n'ayant pas été faite avec tout le soin possible; ensuite

l'influence qu'ont les oxides métalliques sur la formation de l'*acide prussique*, et l'*acide* carbonique qu'on obtient par leur décomposition, sont plutôt des preuves que l'oxigène fait partie constituante de cet *acide*. Les expériences suivantes, dues à M. Vauquelin, paroissent prouver en faveur de cette opinion.

Ce chimiste a introduit dans une cornue un mélange de 100 parties de muriate d'ammoniaque, de 50 parties de chaux et de 25 de charbon, le tout bien porphyrisé. Il adapta un récipient dans lequel il mit une dissolution foible de sulfate de fer, et il fit plonger le col de la cornue dans la liqueur. Il donna un grand coup de feu, jusqu'à ce qu'il ne se dégageât plus rien.

Il introduisit aussi dans une autre cornue 100 parties de muriate d'ammoniaque, 50 parties de litharge et 25 de charbon; il ajouta un récipient contenant une dissolution de sulfate de fer, et il opéra comme ci-dessus.

Les deux liqueurs des récipients furent bien agitées, et exposées pendant plusieurs jours au contact de l'air atmosphérique, afin de favoriser la combinaison de l'oxide de fer avec l'*acide prussique*, et laisser au prussiate absorber la quantité d'oxigène qui lui est nécessaire pour passer à l'état de bleu de Prusse et être inattaquable par les *acides*. On versa dans les deux liquides partie égale d'*acide* sulfurique étendu qui forma du bleu de Prusse, et dont la quantité étoit comme 1 est à 6, c'est-à-dire que la quantité obtenue avec la litharge étoit six fois plus considérable que celle par la chaux.

En séparant l'*acide prussique*, d'après le procédé de Schéele, du bleu de Prusse, ou, ce qui est plus expéditif, de dissoudre le prussiate de potasse dans 4 parties d'eau bouillante; le mêler ensuite, dans une cornue tubulée, avec 3 parties d'*acide* sulfurique, distiller à un feu doux; si la liqueur contient un peu d'*acide*, on doit la rectifier sur de l'alumine; on obtient alors un composé qui a les propriétés suivantes :

1° Saveur forte piquante d'amandes amères ou de fleurs de pêchers.

2° Le principe qui donne au liquide cette propriété, a une grande tendance à prendre l'état gazéiforme; il le

dégage sans interruption de ses combinaisons avec l'eau.

3° Il ne rougit pas les couleurs bleues végétales.

4° Il est décomposé par les rayons solaires. Le même phénomène a lieu à une haute température et par les *acides* forts; il est converti en ammoniaque, en *acide* carbonique et en gaz hydrogène carboné.

5° Il s'unit difficilement aux terres et aux alcalis; la base prédomine toujours, aussi ces sels sont-ils facilement décomposables. Tous les *acides* foibles, même l'*acide* carbonique, en chassent l'*acide prussique*.

6° Il se combine plus intimement avec les oxides métalliques, surtout avec le fer avec lequel il acquiert plus d'affinité; c'est alors qu'il annonce un caractère plus prononcé d'*acide* particulier. Tous les prussiates métalliques sont, à l'exception du prussiate de mercure et de manganèse, presqu'insolubles, et ne sont pas décomposés par d'autres *acides*.

L'*acide prussique* n'est cependant pas en état d'enlever aux autres *acides* les oxides métalliques; il n'agit pas non plus sur les métaux oxidés.

7° Il a une grande tendance à former des combinaisons triples en s'unissant en même temps à un oxide et à un alcali, ou à une terre.

L'*acide prussique*, modifié par un oxide métallique, se combine plus intimement aux bases salifiables alcalines ou terreuses, et ces composés sont plus difficiles à décomposer que les sels binaires.

8° Il absorbe l'oxigène de l'*acide* muriatique oxigéné, acquiert d'autres propriétés, et passe ensuite à l'état d'une huile pesante et insoluble dans l'eau.

Tous ces faits prouvent que l'*acide prussique* est susceptible de beaucoup de modifications, et que si l'on rencontre dans les expériences chimiques de l'*acide prussique*, il faut toujours avoir égard à l'état où il se trouve.

Il est inutile d'examiner si cette substance, d'après les propriétés que Schéele lui attribue, mérite le nom d'*acide*, ou si l'on doit la regarder, suivant Curaudau, comme le radical qui ne passe à l'état d'*acide* qu'après sa combinaison avec une base.

Nous ferons seulement remarquer que Schéele, malgré

que Bergmann ait considéré le principe colorant du bleu de Prusse comme un *acide* particulier, a évité de l'appeler *acide*. Le nom d'*acide prussique* lui a été donné par Guyton-Morveau dans l'Encyclopédie; d'autres l'ont appelé *acide zootique*.

L'ordre de ses attractions pour les bases, quoique peu connues, est établi ainsi qu'il suit (*Henry*, Journ. de Nichols., t. 3, p. 171) : barite, strontiane, potasse, soude, chaux, magnésie, ammoniaque. Il paroît qu'il n'existe pas de combinaison avec l'alumine.

Les circonstances principales qui concourent à la formation de cet *acide* par la décomposition des matières animales, sont :

1° *L'action du feu*. L'*acide prussique* se forme en chauffant des os, du sang, des calculs de la vessie dans un vaisseau distillatoire. Dans ce cas, il est combiné avec l'ammoniaque.

2° *L'action de l'acide nitrique*. Si cet *acide* est foible, il se dégage du gaz azote des substances animales; s'il est concentré, il se volatilise en même temps de l'*acide prussique*, et il se forme de l'*acide* carbonique, oxalique, et de l'adipocire. Cette observation a été faite le premier par Fourcroy, en 1790, en traitant le serum avec l'*acide* nitrique pour le changer en *acide* oxalique.

3° *L'action des alcalis fixes*. Lorsqu'on fait rougir les alcalis avec des substances animales, ils se saturent d'*acide prussique*, et ces dernières substances se carbonisent.

4° *La putréfaction*. Ce moyen paroît aussi donner de l'*acide prussique*. (Voyez *Fourcroy*, Système, tom. 9, p. 94.)

L'*acide prussique* existe aussi tout formé dans les végétaux. L'odeur analogue de l'*acide prussique* avec quelques substances végétales, telles que les fleurs et feuilles de pêchers, des amandes amères, des noyaux de pêches, d'abricots, de pruneaux, de cerises, etc., avoit été remarquée des chimistes; et quoique cette odeur servît de caractère pour cet *acide prussique*, on n'y fit pas une attention particulière. Bohm et Schrader ont fait distiller ces substances; le produit contenoit de l'*acide prussique*

(*voyez* Journ. de Scherer, t. 10, p. 126); Vauquelin a ensuite confirmé ces faits (Annal. de Chim., t. 45, p. 126). Ce chimiste croit que l'*acide prussique*, dans ces fruits, diffère de celui obtenu des alcalis avec le sang calciné, parce qu'il donne avec le fer un précipité vert au lieu d'être bleu; cette propriété le rapproche de l'*acide prussique* oxigéné. On trouve quelquefois un peu de prussiate dans la potasse retirée de la combustion du tartre; Proust trouva dans le résidu de la distillation de l'acétate de potasse, outre le carbonate, quelques traces de prussiate de potasse (Journ. de Physiq., t. 46, p. 200) (1).

Sous le point de vue chimique, l'*acide prussique* est doublement remarquable : 1° par rapport à son siége dans la nature, à sa formation à l'aide des substances animales; 2° comme réactif très-sensible pour découvrir le fer, mais aussi la plupart des autres oxides métalliques. Si un liquide contient du fer oxidé au *maximum*, la couleur bleue que cet *acide* décèle indique sa présence; on peut même enlever tout le fer qui se précipite à l'état de bleu de Prusse. On peut aussi reconnoître les autres métaux qui forment des précipités avec cet *acide* par la couleur, et le poids des dépôts indique la quantité de métal. Les métaux qui ne sont pas précipités par l'*acide prussique*, sont l'or, le platine, l'antimoine et le tellure.

L'*acide prussique* ne pouvant enlever aux *acides* les oxides métalliques, on conçoit qu'il ne faut pas, dans cette circonstance, se servir de l'*acide* pur, mais toujours combiné avec une base terreuse ou alcaline. Dans cet état, il y a décomposition en raison d'une attraction double avec les sels métalliques. On prend ordinairement le sel triple composé d'*acide prussique*, de potasse et d'oxide de fer, parce que celui-ci n'est pas décomposé par l'action de l'air atmosphérique.

ACIDE PYRO-LIGNEUX. Acidum pyro-lignosum. *Holzsæure.*

Lorsqu'on distille du bois dans une cornue, il se dé-

---

(1) Nous avons déjà dit que Trommsdorff n'a pas obtenu d'*acide prussique* en distillant de l'acétate de potasse parfaitement pur. (*Note des Traducteurs.*)

gage des vapeurs d'une odeur piquante qui se condensent en un liquide rougeâtre dans le récipient. Le liquide a toutes les propriétés d'un *acide*; on l'a appelé *acide ligneux*.

On obtient cet *acide* de tous les bois que l'on distille, pourvu que le degré de feu soit assez considérable pour le charbonner et pour former l'huile empyreumatique. C'est cette vapeur *acide* qui se dégage du bois, qui ne brûle pas avec une flamme vive et dont les vapeurs excitent les larmes.

Gœttling s'est procuré cet *acide* en le saturant par les alcalis fixes, et décomposant le sel obtenu par l'*acide* sulfurique. Fourcroy et Vauquelin ont démontré que cet *acide* étoit de l'*acide* acétique chargé d'une huile empyreumatique qui lui donne ses propriétés particulières. Combiné avec les alcalis, on obtient des sels qui ont toutes les propriétés des acétates. On emploie cet *acide* pour donner une couleur rose au bois, aux plumes, à la paille. (*Gœttling*, sur l'*acide ligneux*, Journ. de Crell, t. 2, p. 39; *Lowitz*, idem, t. 1, p. 221; *Fourcroy* et *Vauquelin*, Ann. de Chim., t. 35, p. 131) (1).

Acide pyro-muqueux. Acidum pyro-mucosum. *Brandigte schleimsæure.*

Lorsqu'on distille du sucre, du miel, de la gomme ou un mucilage animal, on obtient, outre les autres produits, un liquide rougeâtre *acide*, qu'on appeloit autrefois *flegme acide* ou esprit *acide* des corps qu'on employoit. Guyton-Morveau a nommé celui obtenu de la distillation du sirop, *acide syrupeux*. Les auteurs de la nomenclature moderne lui ont donné le nom d'*acide pyro-muqueux*.

Cet *acide* est toujours à l'état liquide; il n'est pas moins liquide que l'eau, aussi ne peut-on pas le séparer par la distillation; on ne peut pas non plus l'obtenir ni gazeux, ni solide. Sa saveur est piquante, *acide* et empyreumatique. Son odeur est analogue aux navets et aux amandes amères torréfiées.

A une haute température il se décompose; il se forme

(1) MM. Mollerat ont retiré de la distillation du bois en grand plusieurs sortes de vinaigre plus ou moins concentré. *Voyez* Annales de Chimie, t. 66. (*Note des Traducteurs.*)

du gaz *acide* carbonique et de l'eau. Après la distillation, la cornue se trouve tachée par un peu de charbon. Il se concentre à un froid au-dessous de o, parce qu'une partie de l'eau est enlevée. Il teint en rouge ou orange la peau, et cette tache ne disparoît qu'avec le renouvellement de la peau.

Gren et Westrumb ne regardent pas cet *acide* comme un *acide* particulier, mais comme un composé d'*acide* acétique mêlé de plus ou moins d'*acide* oxalique ou tartarique. Lorsqu'on sature cet *acide* par la soude, et que l'on a décomposé ce sel par l'*acide* sulfurique, l'*acide* séparé ne diffère pas de l'*acide* acétique; aussi Lowitz est-il parvenu à le convertir en *acide* acétique cristallisé.

Cette opinion des chimistes allemands a été confirmée par les expériences de Fourcroy et Vauquelin. Ils saturèrent le produit liquide de la distillation du sucre avec de la chaux; après avoir évaporé la dissolution jusqu'à siccité, ils la traitèrent dans une cornue avec l'*acide* sulfurique foible. Ils obtinrent dans le récipient un liquide presque blanc d'une odeur marquée de vinaigre, et qui, saturée par la potasse, donna un acétate de potasse. La couleur de ce sel étoit d'un gris sale; si on le dissout une seconde fois, et qu'on filtre à travers le charbon, on enlève l'huile qui le colore, et le sel reste blanc.

Lorsqu'on distille ce sel pour la seconde fois avec l'*acide* sulfurique, on obtient un *acide* acétique pur. D'après ces expériences, Fourcroy et Vauquelin déclarèrent l'*acide pyro-muqueux* pour de l'*acide* acétique combiné avec une huile empyreumatique formée en même temps par l'action du feu.

Ils cherchèrent aussi à confirmer ces résultats par la synthèse. Ils distillèrent de l'*acide* acétique avec de l'huile empyreumatique obtenue de la gomme, et trouvèrent, après avoir étendu le mélange d'eau, qu'il étoit parfaitement semblable à l'*acide pyro-muqueux*. Le vinaigre, agité avec quelques gouttes d'huile empyreumatique, acquiert de même les propriétés de l'*acide pyro-muqueux*. (*Voyez* Annal. de Chim., t. 35.)

ACIDE PYRO-TARTARIQUE, Acidum pyro-tartaricum. *Brenzliche weinsteinsæure.*

On obtient cet *acide* par la distillation de l'*acide* tartarique ou de la crême de tartre. L'*acide* tartarique en fournit le quart de son poids. Il contient de l'huile qu'il faut séparer en filtrant la liqueur à travers du papier imbibé d'eau. On peut le purifier par de nouvelles distillations.

Ses propriétés sont :

D'être rougeâtre, d'une saveur foiblement *acide*, laissant un goût désagréable ; il est empyreumatique, rougit la teinture de tournesol.

Il décompose les carbonates, et forme avec les alcalis des sels solubles cristallisables.

Il précipite le nitrate d'argent en gris blanc, les nitrates de mercure et de plomb en blanc. Les sels qu'il forme avec les bases sont décomposés par l'*acide* sulfurique.

Cet *acide* a été regardé par Fourcroy et Vauquelin comme une combinaison d'*acide* acétique avec l'huile empyreumatique, parce que les sels que l'*acide* formoit avec les bases leur a paru avoir les propriétés des acétates.

Rose a obtenu par l'évaporation lente de l'*acide pyro-tartarique* des cristaux, et il l'a envisagé comme un *acide* particulier.

L'*acide pyro-tartarique* diffère de l'*acide* tartarique et oxalique, en ce qu'il ne forme pas des sels acidules avec la potasse, et qu'il ne décompose pas les sels à base de potasse comme l'*acide* tartarique. Il ne peut pas être confondu avec l'*acide* citrique, car il forme avec la chaux un sel bien plus soluble. Il diffère de l'*acide* oxalique par sa cristallisabilité ; par ce même caractère, on peut le distinguer de l'*acide* acétique : aussi l'acétate de chaux est-il bien plus soluble.

Le produit de la distillation du tartre contient à la vérité aussi une petite quantité d'*acide* acétique, ce qui a donné lieu à l'opinion de Fourcroy et Vauquelin.

En distillant le pyro-tartrate de potasse avec l'*acide* sulfurique étendu, il passe un liquide, et à la fin un sublimé blanc en lames. Au fond du liquide se trouve un globule blanc semblable au phosphore fondu, qui disparoît au bout de 12 heures. Rose a remarqué les mêmes phénomènes.

Le sublimé a une saveur très-*acide*. Par la chaleur, il se fond et se volatilise en vapeurs blanches sans laisser de

résidu. Il est très-soluble dans l'eau, et cristallise par l'évaporation; il précipite le nitrate de mercure, et ne trouble pas l'acétate de plomb, ni le nitrate d'argent. Dans l'acétate de plomb, il se forme cependant, au bout de quelque temps, des cristaux aciculaires.

La combinaison neutre de l'*acide pyro-tartarique* avec la potasse est déliquescente, soluble dans l'alcool, ne précipite pas les sels baritiques ni calcaires comme l'*acide* tartarique.

Voyez *Rose*, Journ. de Chim., t. 3; *Fourcroy* et *Vauquelin*, Annal. du Museum, t. 9, p. 405.

Acide sébacique. Acidum sebacicum. *Fettsæure.*

Lorsqu'on distille la graisse, on obtient outre les autres produits, un liquide *acide* qui a reçu le nom d'*acide sébacique*. Olaus Borrichius et Cartheuser avoient soupçonné un *acide* dans la graisse, mais ils ne firent pas d'expérience sur cet objet. Le premier fut conduit à cette idée par les vapeurs dégagées pendant la distillation de la graisse, qui excitent la toux; le dernier, par l'observation que la consistance des huiles est augmentée par l'addition d'un *acide*.

Grutzmacher (Dissert. de Ossium medulla, Lipsiæ, 1748) montra le premier l'existence d'un *acide* dans la graisse. Par la suite, Rhades (Dissert. de Forre sanguinis human. aliisque liquor animal. Gœtting, 1753) fit connoître plus particulièrement cet *acide*; Segner et Knape (Diss. de Acid. pisig. animal. Gœtting, 1754) établirent ses propriétés, mais Crell en a fait principalement l'objet de ses recherches.

Comme Thenard a prouvé par des recherches nouvelles que l'*acide* des chimistes cités contenoit de l'*acide* acétique ou muriatique, nous ne dirons que très-peu de mots sur leurs travaux.

Crell préparoit cet *acide* comme ses prédécesseurs, en faisant distiller de la graisse. Le produit étoit toujours combiné avec une grande quantité d'huile, qu'il trouva difficile à séparer.

Pour concentrer davantage l'*acide*, il le satura avec la potasse, évapora le liquide jusqu'à siccité, et chauffa le

ésidu dans un creuset jusqu'à ce qu'il ne se formât plus e fumée. On formoit une solution incolore, et il restoit u charbon. Il évapora cette seconde solution, et il obtint n sel en feuillets, qu'il distilla avec la moitié de son poids l'*acide* sulfurique ; il passa un *acide* âcre, fumant, qui fit a vingtième partie du sel employé. Quand le sel n'est pas suffisamment rougi, on obtient, à l'aide de l'*acide* sulfurique, un liquide huileux, d'un jaune d'or, mêlé d'une liqueur *acide*.

Un autre procédé de Crell consistoit à préparer un savon de graisse et de potasse. On fait un mélange de 10 livres de cette substance d'une consistance gélatineuse, avec 20 onces d'alun dissous dans l'eau. On sépare la liqueur surnageante du savon alumineux précipité. Par l'évaporation du liquide on obtint 21 onces de sel, qu'on prit pour un sébate de potasse mêlé de sulfate de potasse. On distilla ce sel avec de l'*acide* sulfurique, pour en séparer l'*acide sébacique*. On rectifia l'*acide* obtenu sur un quart du sel conservé. L'acétate de plomb lui prouva que le produit ne contenoit pas d'*acide* sulfurique. Si le précipité eût été du sébate de plomb pur, il se seroit dissous entièrement dans l'*acide* acétique.

Guyton donna un procédé plus simple. Il mêla de la chaux vive à la graisse fondue, lava après le refroidissement avec beaucoup d'eau, et fit évaporer la liqueur. La masse restante soupçonnée sébate de chaux, rougie dans un creuset, fut lessivée ensuite ; il sépara la chaux libre de cette liqueur filtrée, par l'*acide* carbonique. Le liquide fut évaporé et décomposé par l'*acide* sulfurique.

Lorsque Thenard voulut se procurer de l'*acide sébacique* par ce moyen, il obtint un *acide* qui avoit toutes les propriétés de celui du vinaigre. Il forma un sel feuilleté avec la potasse, qui étoit déliquescent, d'une saveur piquante. Traité par l'*acide* sulfurique, il s'en sépara beaucoup d'*acide* acétique. Mais comme Crell obtint aussi un *acide* piquant fumant, il est à présumer qu'il se forme un peu d'*acide* sulfureux, en raison de l'*acide* sulfurique décomposé par la graisse.

Thenard, en répétant le second procédé de Crell, obtint seulement de l'*acide* muriatique. Il forma avec le ni-

trate d'argent un précipité insoluble dans l'*acide* nitrique; saturé par la soude, le sel cristallise en cubes. Il avoit enfin tous les caractères de l'*acide* muriatique.

Il paroît donc résulter que Crell a employé une potasse contenant du muriate; car l'expérience faite avec la potasse pure, on ne trouve qu'un peu d'*acide* acétique, mais point d'*acide* muriatique.

Thenard retira cependant de la graisse un *acide* particulier, inconnu jusqu'à présent aux chimistes. Voici son procédé.

On distille de la graisse de porc; on lave le produit distillé par l'eau chaude; on sépare le lavage, dans lequel on verse de l'acétate de plomb. Il se forme un précipité floconneux, qui, lavé et desséché, doit être mêlé et chauffé avec l'*acide* sulfurique. Il nage à la surface une masse semblable à la graisse fondue; on l'enlève, c'est l'*acide sébacique*. On peut le dissoudre dans l'eau chaude, qui cristallise par refroidissement en aiguilles. On peut encore obtenir cet *acide* en faisant évaporer l'eau de lavage de la graisse distillée jusqu'à siccité. Dans ce cas, l'*acide* cristallise également en aiguilles. Par ce dernier moyen, on voit qu'il n'est pas produit par l'*acide* sulfurique.

Les propriétés de cet *acide* sont les suivantes. Il n'a pas d'odeur; sa saveur est foiblement *acide;* la teinture de tournesol en est rougie. Il est soluble dans l'eau froide, mais bien plus dans l'eau chaude. L'eau bouillante en dissout le quart de son poids; après le refroidissement, il s'en sépare sous la forme d'une poudre cristalline. L'alcool, les huiles grasses, les volatiles dissolvent cet *acide*. Il cristallise en aiguilles, mais on peut l'obtenir en lames longues, larges, très-éclatantes. A la chaleur il fond comme de la graisse; après le refroidissement, il se prend en masse cristalline; si la chaleur est forte, l'*acide* se décompose.

Il précipite les solutions des nitrates d'argent, de plomb et de mercure, les acétates de plomb et de mercure. Rose a observé que la liqueur surnageante, le sébate de mercure, devient d'un rouge jaune au bout d'une demi-heure. Selon Rose, la solubilité de ces sels est plus grande que celle de l'*acide;* car lorsqu'on y verse un autre *acide*,

il s'en précipite de l'*acide sébacique* en poudre cristalline.

Le sébate de potasse a peu de saveur et n'attire pas l'humidité de l'air. Les *acides* sulfurique, nitrique et muriatique troublent sa dissolution; il s'en précipite de l'*acide sébacique*. Lorsque la dissolution du sébate de potasse est concentrée, elle se change en masse solide par l'addition d'un des *acides* nommés.

Les eaux de chaux, de barite et de strontiane ne sont pas troublées par l'*acide sébacique*; ces sébates terreux sont donc solubles.

La quantité d'*acide sébacique*, retirée de la graisse, n'est pas très-considérable. Rose obtint d'une livre de graisse de porc, qui donne encore plus que le suif de mouton, 40 à 45 grains d'*acide*.

Voyez *Thenard* sur l'*Acide sébacique*; Annal. de Chim., t. 39, p. 193; et *Rose*, Nouveau Journal de Chimie, t. 3, p. 170.

Berzelius (Journal de Chim. et de Phys., t. 2, p. 275) compare cet *acide sébacique* à l'*acide* benzoïque, combiné à un principe qui s'est formé pendant la distillation de la graisse. C'est ce principe qui lui donne la propriété de précipiter les sels à base d'argent et de plomb; aussi ne peut-on pas obtenir, par la sublimation, de l'*acide sébacique* des cristaux (car, selon les expériences de Berzelius, il est volatil, comme l'*acide* benzoïque). Ce principe n'est pas une huile empyreumatique; car l'*acide* benzoïque, qu'on y fait dissoudre et qu'on en sépare ensuite, acquiert, à la vérité, l'odeur désagréable qu'il retient fortement; mais il se sublime facilement et ne précipite pas les sels à bases de plomb et d'argent.

En général, c'est un caractère particulier à l'*acide* benzoïque de se sublimer avec une quantité de principes organiques, et de changer par-là plus ou moins ses propriétés, en prenant tantôt de l'extractif, tantôt de l'urine, etc., etc.

Lorsque Berzelius fit bouillir de l'*acide* benzoïque impur avec de l'*acide* nitrique, il en décomposa une petite quantité avec dégagement de gaz oxide d'azote, d'*acide* carbonique et d'*acide* prussique. La plus grande partie de l'*acide* resta dans la cornue, dont on enleva l'*acide* nitri-

que par des dissolutions dans l'eau bouillante et par des cristallisations. Il avoit alors toutes les propriétés de l'*acide* benzoïque, seulement sa saveur étoit changée ; elle n'étoit plus *acide*, mais amère comme la bile. On trouve la même saveur aux sels formés avec cet *acide*, ce qui prouve que l'*acide* benzoïque peut être modifié par sa combinaison avec d'autres principes. (C'est probablement le principe amer de Welter.)

Une autre observation remarquable que fit Berzelius en comparant l'*acide* benzoïque avec l'*acide sébacique*, est la propriété qu'ont les benzoates alcalins neutres de précipiter totalement de ses dissolutions le fer oxidé au *maximum*, jusqu'au point que ni le prussiate de potasse, ni l'*acide* gallique puissent en découvrir la moindre trace. Mais si les dissolutions contiennent de l'*acide* libre, ou si le fer est à l'état oxidulé, il n'y a plus de précipitation. On peut, d'après cela, se servir aussi bien de l'*acide* benzoïque que de l'*acide* succinique pour séparer le fer du manganèse.

Acide subérique. Acidum subericum. *Korksæure.*

On prépare cet *acide*, d'après Bouillon-Lagrange, de la manière suivante. On met dans une cornue spacieuse 1 partie de suber râpé et 6 parties d'*acide* nitrique de 1,261 (un *acide* trop concentré fait enflammer le liége) ; on y adapte un récipient qui communique à l'appareil pneumato-chimique. A mesure qu'on chauffe, il se dégage du gaz *acide* carbonique et du gaz nitreux ; le suber augmente de volume, devient jaune, il se forme à la surface du liquide une substance analogue à la cire. Lorsqu'on n'aperçoit pas cette substance, c'est une preuve que le liége n'est pas assez décomposé.

Quand les vapeurs rouges ne se manifestent plus, on verse le liquide encore chaud dans une capsule de porcelaine que l'on pose sur un bain de sable chaud en remuant toujours. La masse commence à s'épaissir, et aussitôt qu'il se dégage des vapeurs blanches, on enlève la masse du feu, et on remue la masse jusqu'à ce qu'elle soit froide.

Le résidu est d'une consistance de miel, d'un jaune de citron et d'une odeur pénétrante. Pour en retirer l'*acide* pur, on l'introduit dans un matras, on y verse le double d'eau, on chauffe jusqu'à ce que le tout soit liquide, et on filtre. La liqueur jaune filtrée se trouble par le refroidissement. Il se précipite une substance pulvérulente, qui est de l'*acide subérique*. De la liqueur surnageante, on peut encore retirer de l'*acide subérique* par l'évaporation et le refroidissement. Comme l'*acide* obtenu est encore coloré, il faut le redissoudre dans l'eau, le faire bouillir avec un peu de charbon pulvérisé, filtrer et évaporer à siccité. On peut le purifier en le saturant par la potasse, d'où l'on peut le précipiter par un *acide*.

Karsten n'a pu obtenir de l'*acide subérique* lorsqu'il traita 1 partie de liége avec 12 parties d'*acide* nitrique. Avec 18 parties d'*acide*, il obtint une résine soluble dans l'alcool. Une partie de cette résine, traitée par 12 parties d'*acide* nitrique, lui donna des cristaux d'*acide* oxalique.

L'*acide subérique*, préparé d'après le procédé de Bouillon-Lagrange, a les propriétés suivantes. Il ne cristallise pas. Précipité de la potasse par un *acide*, il est sous forme pulvérulente. Lorsqu'on l'obtient par l'évaporation, il se forme des pellicules minces, irrégulières.

Sa saveur est *acide* et foiblement amère. Dissous dans une petite quantité d'eau bouillante, il picote la gorge et fait tousser. Il rougit les couleurs bleues végétales, et brunit la dissolution sulfurique d'indigo.

A une température de 60 à 70 degr. Fahr., 16 à 21 centig., l'eau dissout $\frac{1}{576}$ de son poids de cet *acide*. L'eau bouillante en dissout la moitié de son poids. Lorsqu'il n'est pas pur, il attire l'humidité de l'air.

A la lumière du jour, il finit par devenir brun. Les rayons solaires produisent cet effet encore plus rapidement.

Chauffé dans un matras, il se sublime; l'inférieur du vase est tapissé d'anneaux de différentes couleurs. Traité au chalumeau, dans une cuiller de platine, il fond d'abord, devient pulvérulent et se sublime enfin avec une odeur suffoquante.

Traité par l'*acide* nitrique, on obtient du gaz nitreux,

acide carbonique et acétique, l'*acide subérique* disparoît. L'alcool développe de l'*acide subérique* une odeur aromatique, et fournit une liqueur éthérée.

La dissolution d'indigo dans l'*acide subérique* en devient verte.

Les couleurs bleues du sulfate de cuivre et de zinc en deviennent vertes, celle du sulfate vert en devient jaune foncé, et celle du zinc est convertie en jaune d'or.

Brugnatelli, en traitant le papier par l'*acide* nitrique, obtint de l'*acide subérique* accompagné d'*acide* oxalique (1).

Acide succinique. Acidum succinicum. *Bernsteinsæure.*

On a regardé pendant long-temps la substance qui se sublime à la voûte de la cornue, dans la distillation du succin, comme un sel alcalin. Glaser, Lefèvre, Charas et J. M. Hoffmann étoient de cette opinion. Boyle démontra le premier que ce sel étoit *acide*. Boulduc le père et Barchhusen furent de cet avis; bientôt tous les chimistes l'adoptèrent; mais ils ne furent pas d'accord sur la nature de l'*acide*. Hoffmann le considéroit comme de l'*acide* sulfurique en raison des pyrites sulfureuses qui accompagnent les couches de succin. Bourdelin, d'après ses expériences, le prit pour de l'*acide* muriatique; maintenant il n'existe plus de doute sur la nature particulière de cet *acide*.

Pour l'obtenir, on remplit une cornue à moitié de succin pulvérisé; on couvre la surface avec du sable fin et sec; on adapte ensuite un récipient, et l'on distille à une douce chaleur. Il passe d'abord un liquide sans saveur, qui acquiert ensuite un peu d'acidité (Schéele a annoncé que c'étoit de l'*acide* acétique); alors il se sublime de l'*acide succinique* dans le col de la cornue. Comme cet *acide* est toujours coloré par un peu d'huile,

(1) Link l'a obtenu de la moelle de sureau.

D'après les expériences de Chevreuil, Annales de Chimie, t. 62, l'*acide subérique* a de grands rapports avec l'*acide* sébacique de Thenard, et la seule différence bien marquante qui existe entr'eux est la forme cristalline que prend l'*acide* sébacique dissout dans l'eau ou l'alcool. (*Note des Traducteurs.*)

on l'en débarrasse en le faisant dissoudre dans l'eau chaude, et en filtrant la solution à travers du coton humecté ; on fait ensuite évaporer la liqueur à une douce chaleur, afin d'obtenir l'*acide* cristallisé ; on répète la solution et la cristallisation jusqu'à ce que les cristaux soient blancs.

On peut encore broyer l'*acide*, et le mettre avec de l'alcool froid ; on décante l'alcool, et on dissout de nouveau dans l'eau pour faire cristalliser l'*acide*. Par ce procédé, on obtient l'*acide succinique* très-pur.

Guyton-Morveau recommande de distiller de l'*acide* nitrique sur l'*acide succinique*, et d'employer un degré de feu qui ne soit pas susceptible de faire sublimer l'*acide succinique*. Ce procédé présente un inconvénient ; l'*acide* nitrique agit également sur les parties constituantes de l'*acide succinique*, et le décompose.

Lowitz a proposé de faire dissoudre l'*acide* huileux dans l'eau bouillante, d'ajouter une demi-partie de charbon en poudre, et de filtrer après ébullition sur du charbon en poudre. La liqueur donne par l'évaporation des cristaux sans couleur. On se procure à la vérité, par ce moyen, un *acide* incolore ; mais comme il ne se sublime pas en totalité, puisqu'il laisse un résidu charbonneux, il faut que l'*acide* ait subi quelques changements.

Richter purifie cet *acide* en le saturant par la potasse ou la soude, et faisant bouillir la liqueur avec du charbon. Il la décompose ensuite, après l'avoir filtrée par le nitrate de plomb neutre. Le succinate de plomb est ensuite décomposé par l'*acide* sulfurique étendu. On fait passer dans la liqueur un courant de gaz hydrogène sulfuré pour s'assurer qu'il ne reste pas de plomb ; on évapore la liqueur filtrée, et l'on obtient par le refroidissement de l'*acide succinique* en beaux cristaux réguliers, très-blancs.

L'*acide succinique* purifié est blanc, transparent ; les cristaux sont brillants, en prismes tendres, plats, très-obtus aux extrémités.

D'après Lowitz, cet *acide* cristallise aussi en écailles minces et en lames rhomboïdales ; il a une saveur aigre, chaude, rougit la teinture de tournesol, et très-foiblement le sirop violat.

Exposé à une chaleur qui surpasse celle de l'eau bouillante, il fond et se sublime; il reste un peu de charbon résultant d'un peu d'*acide* décomposé.

L'*acide succinique* se dissout dans 24 à 30 parties d'eau froide et dans 2 à 3 parties d'eau bouillante, mais la plus grande partie de l'*acide* se précipite par refroidissement.

Depuis long-temps on a regardé l'*acide succinique* comme un produit de la distillation du succin; mais s'il est vrai qu'une grande partie se forme pendant l'opération, il en existe cependant aussi dans le succin. Nous avons déjà observé à l'article Succin que Gehlen avoit reconnu la présence de cet *acide* dans une décoction de succin. Les teintures de succin contiennent cet *acide*. M. Vogelsang, Journ. de Pharm., t. 14, p. 180, obtint par la voie humide des cristaux d'*acide succinique* sous forme d'étoiles blanches.

Si l'on distille dans une cornue un succinate de soude, l'*acide succinique* se décompose, il passe de l'*acide* acétique et une huile brunâtre; il se dégage du gaz *acide* carbonique et du gaz hydrogène carboné. Il reste dans la cornue de la soude et du charbon. Cette expérience prouve que l'*acide* est composé d'hydrogène, d'oxigène et de carbone, dont les proportions ne sont pas encore connues.

On falsifie souvent l'*acide succinique* par d'autres substances. Les caractères suivants servent à faire reconnoître un *acide* falsifié de celui qui ne l'est pas.

Il se dissout entièrement dans l'alcool, se volatilise complètement au feu, et développe sur les charbons ardents l'odeur du sucre brûlé. Il ne donne pas d'ammoniaque par son broiement avec la potasse.

Acide sulfurique, Acide vitriolique. Acidum sulfuricum, Acidum vitrioli. *Schwefelsæure, Vitriolsæure.*

La nature nous offre quelquefois l'*acide sulfurique* libre. Baldassari le trouva dans une grotte du mont Saint-Amiato, dans les environs des bains de Saint-Philippe, à Saint-Albino et dans les lacs de Travallo; il le trouva dans les environs en aiguilles fines. Vandelli rapporte qu'il en existe aussi dans les environs de Viterbo et de Siena, dissous dans l'eau. Dolomieu l'a découvert dans une grotte de

l'Ætna. Dans tous ces endroits, il paroît être produit par la combustion du soufre. Cet *acide sulfurique* natif est très-rare ; il faut le préparer artificiellement pour ses usages multipliés.

Il existe deux procédés. On décompose le sulfate de fer par la distillation, ou bien on brûle le soufre en le combinant avec la quantité nécessaire d'oxigène.

Lorsqu'on distille le sulfate de fer, ce sel se décompose, et l'*acide* passe dans le récipient. Comme le sulfate de fer contient beaucoup d'eau de cristallisation, on le calcine auparavant dans des pots de fer jusqu'au brun rougeâtre.

A Nordhausen on suit le procédé suivant : on remplit à deux tiers des cornues de grès avec du sulfate calciné réduit en poudre ; on les pose de manière à former une ou deux séries dans un fourneau appelé *galère*, de sorte que le col des cornues dépasse des deux côtés le fourneau ; on y adapte des récipients de grès, dont le col entre dans celui de la cornue, et on lute les jointures avec de l'argile. On augmente peu à peu le feu jusqu'à ce que le fond de la cornue soit rouge ; on l'entretient ainsi jusqu'à ce qu'il ne sorte plus ni vapeurs, ni gouttes.

Pour avoir un *acide* très-concentré, on retire le premier produit, et on met un nouveau récipient aussitôt que les vapeurs paroissent. Le résidu trouvé dans la cornue est appelé *colcothar*. *Voyez* ce mot.

Ce procédé est dû à Basil Valentin ; il donne un *acide* très-concentré, qu'on connoît sous le nom d'*huile de vitriol*. Sa pesanteur spécifique est de 1,800 à 1,850. Il est d'un brun clair, et exhale des vapeurs blanches au contact de l'air. Lorsqu'on le fait bouillir quelque temps dans une cornue, il devient blanc. En y adaptant un récipient spacieux, entouré d'eau froide ou de neige, il se remplit de vapeurs blanches qui s'attachent aux parois en filets soyeux, presque étoilés. L'*acide* qui reste dans la cornue n'a plus la propriété de fumer ; il ne gèle et ne cristallise plus si facilement.

La substance qui se condense dans le récipient, est appelée *sel volatil de vitriol*. Il fume très-fortement au contact de l'air ; il est déliquescent à la chaleur, se dissout dans l'eau et l'échauffe considérablement ; sa saveur

est très-*acide*, et donne par sa solution dans l'eau un *acide sulfurique* ordinaire, qui acquiert au bout de quelque temps la propriété de fumer. On le conserve dans un flacon de cristal bien bouché.

Pour obtenir cette substance, il faut distiller cet *acide* en hiver.

On a attribué la propriété fumante de l'*acide sulfurique* à la présence de l'*acide* sulfureux. Dans la distillation du sulfate dont l'oxide est au *minimum*, une partie d'*acide* se décompose ; une partie de l'oxigène s'unit à l'oxide du fer, et le porte au *maximum*. Une autre partie d'oxigène se dégage du gaz oxigène, tandis qu'il se forme beaucoup d'*acide* sulfureux, que l'on présume se combiner avec l'*acide sulfurique*.

Lorsqu'on examine le principe fumant volatil, on le trouve très-différent de l'*acide* sulfureux ; si on en prive l'*acide sulfurique*, il passe à son état ordinaire, non fumant. Si l'on ajoute à de l'*acide sulfurique* non fumant, du gaz sulfureux, autant qu'il peut en prendre, on ne le convertit nullement en *acide sulfurique* fumant. Il paroît donc probable, et plusieurs chimistes le pensent, de regarder cet *acide* comme plus oxigéné.

Chaptal est de cette opinion. Il a observé (Chimie appliquée aux Arts, t. 3, pag. 49) que le sulfate de fer devoit être calciné au rouge pour en retirer l'*acide* sulfurique ; car le sulfate mal calciné n'en donne pas une trace. Suivant lui, c'est une preuve que le sulfate est oxidé par la calcination, ce qui donne des propriétés nouvelles à l'*acide*. Dans la distillation, une partie d'oxigène combiné par la calcination, s'unit à l'*acide*, et l'autre se dégage en gaz oxigène. L'huile de vitriol, d'après cela, pourroit être considéré comme un *acide* plus oxigéné, d'où résulteroit trois espèces d'oxidations, savoir : *acide sulfurique fumant*, *acide sulfurique* et *acide sulfureux*. Cette assertion peut être encore appuyée sur d'autres preuves. Si l'on distille de l'*acide sulfurique* non fumant, il n'éprouve aucun changement. Si l'on chauffe au contraire un *acide* concentré dans des vases ouverts, comme dans une capsule de porcelaine, ou dans un creuset de platine, il se volatilise en vapeur blanche. Ces vapeurs ne sont cepen-

dant pas *acides*, elles ne rougissent pas la teinture de tournesol.

Il paroît donc que l'*acide* en vapeur prend une plus grande quantité d'oxigène à l'air, et que, par cette suroxigénation, la propriété *acide* est marquée, comme cela a lieu, avec l'*acide* oxi-muriatique, qui est également cristallisable. (Voyez *Klaproth* dans la 3e édit. du Manuel de Chimie de Gren.)

Bucholz a présenté une opinion contraire. Des objections importantes lui ont été faites dans le Journal de Chimie, t. 3, pag. 6. Winterl regarde aussi l'*acide* fumant comme sursaturé du principe acidifiable. Il s'exprime ainsi dans ses Prolusions, pag. 77 : *Dum oleum vitrioli vaporum forma attingit liberam Atmosphæram, tota ejus evanescit aciditas;* et pag. 99 : *Hæc præternaturalis aciditas ei statu desoxidato pendens alias communis est acidis figis, hyperoxidatis. c. 9. Oleo vitrioli glaciali et, diversitas ab indole diversa acidorum pendet.*

Le plus souvent on prépare cet *acide* par la combustion du soufre. Basil Valentin et Angelus Sala, s'étoient assurés que l'on obtenoit un *acide* par la combustion du soufre dans un vase. On préparoit autrefois dans les pharmacies le *spiritum sulfuris per campanam*, en brûlant du soufre sous une grande cloche, dont les parois étoient humectées d'eau.

Ce procédé ne peut donner qu'une petite quantité d'*acide*, puisqu'on ne renouvelle pas l'air renfermé sous la cloche lorsqu'il est consommé. Dans les vaisseaux où le contact de l'air peut avoir lieu, il se forme une grande quantité d'*acide* en vapeur.

Pour entretenir plus long-temps la combustion du soufre dans un vase clos, on ajoute une partie de nitre. On ne connoît pas l'auteur de cette amélioration. Les uns l'attribuent au docteur Ward, Anglais; les autres, au fameux Cornelius Drebbel, qui a inventé le thermomètre.

Dans le principe, la combustion du soufre se fit avec le salpêtre dans de grands ballons de verre posés horizontalement sur un tréteau, muni de poulies, pour enlever la liqueur avec plus de facilité. On mettoit dans chaque ballon plusieurs livres d'eau, et l'on chauffoit le fond sur

un bain de sable, pour convertir l'eau en vapeur, ce qui favorisoit davantage l'absorption du gaz sulfureux.

On allumoit ensuite un mélange de soufre et de nitre qui étoit placé dans une cuiller d'argile plongeant dans le ballon, de manière que le bouchon où étoit fixé le manche de la cuiller ferme l'ouverture du ballon. Le prix et la fragilité des vaisseaux de verre les a fait remplacer par des vases de plomb. Ces procédés ont été abandonnés.

Aujourd'hui on opère la combustion du soufre dans de grandes chambres, garnies dans l'intérieur de plaques de plomb ou de verre. On leur donne ordinairement la forme d'un carré oblong; on les couvre d'un toit qui forme une pente des deux côtés. La grandeur se règle d'après le but qu'on se propose. Chaptal a trouvé que la plus avantageuse étoit de 20 à 25 pieds de long et de large, et de 15 pieds de hauteur.

La chambre doit être construite de manière que l'on puisse se porter sur tous les points pour fermer de suite les ouvertures qui pourroient se faire. On attache les plaques de plomb avec des crampons du même métal sur le bois. On joint aussi les plaques de verre entre elles, ainsi que sur le bois, avec le plomb.

Comme la garniture du plomb exige des frais considérables, on a songé a le remplacer par d'autres substances inattaquables par l'*acide* sulfurique. On a essayé des tuiles vernissées, du gyps mêlé de térébenthine, de résine et de cire; le plomb et le verre paroissent cependant avoir la préférence. On appelle ces appareils *chambre de plomb* ou *chambre de verre*.

La quantité du nitre qu'on mêle au soufre diffère dans plusieurs fabriques. Il paroît cependant qu'on s'est arrêté à $\frac{1}{8}$ et $\frac{1}{6}$. Une trop petite et une trop grande quantité de nitre sont nuisibles. Dans le premier cas, la combustion du soufre n'est pas assez entretenue; dans le dernier, la chaleur vive fait volatiliser une partie du soufre, le sulfate de potasse qui se produit forme une croûte sur le soufre qui empêche sa combustion, enfin la potasse absorbe trop d'*acide*. Chaptal propose $\frac{1}{8}$ ou $\frac{1}{7}$ de nitre. On doit préférer

le nitre purifié, parce que les substances étrangères nuisent en se mêlant à l'*acide* et en absorbent une partie.

La manière de brûler le soufre varie aussi beaucoup. Dans certaines fabriques, le vase qui renferme le mélange de soufre et de nitre est posé sur un petit chariot; on l'allume hors la chambre de plomb, et on le fait entrer ensuite. Dans d'autres fabriques, il y a dans la chambre de plomb un foyer sur lequel le mélange brûle.

Le procédé suivant est préférable aux deux autres, selon Chaptal. On brûle le mélange hors la chambre dans un fourneau qui communique avec elle par une cheminée. La construction du fourneau exige au reste beaucoup de soin, parce que non seulement il se détruit facilement, mais encore parce qu'il donne des résultats différents, en raison d'un courant d'air plus ou moins fort. Chaptal observe que du même mélange de soufre et de nitre, on peut obtenir du soufre sublimé, ou du soufre liquide; ou de l'*acide* sulfureux au lieu de l'*acide sulfurique;* tout cela dépend de la force avec laquelle tire le fourneau.

Pour que les vapeurs de l'*acide* puissent se condenser, on couvre, dans quelques fabriques, le col de la chambre de plomb d'une couche d'eau, ou bien on humecte de temps en temps les parois de la chambre moyennant une pompe, ou, ce qui vaut encore mieux, on y fait passer de l'eau en vapeurs à l'aide d'une chaudière placée en-dehors de la chambre. Tandis que la combustion est en activité, les vapeurs cherchent à s'échapper; mais lorsqu'elles se condensent, l'air extérieur y pénètre. Il est même avantageux d'y pratiquer de petites ouvertures qu'on peut ouvrir à volonté pour favoriser l'entrée de l'air.

L'*acide* se réunit au fond de la chambre, où il peut être retiré par des robinets. Comme il contient une certaine quantité d'eau, on le concentre. A cet effet, on l'introduit dans des cornues de verre, et on distille au bain de sable jusqu'à ce qu'il sorte du col de la cornue des vapeurs blanches. Cette opération favorise la volatilisation de l'eau et de l'*acide* nitrique; l'*acide sulfurique* concentré reste dans la cornue. Chaptal trouve plus convenable de retirer l'*acide* de la chambre de plomb lorsqu'il donne 40 à 50 degrés à l'aréomètre de Baumé (ce qui correspond à une

pesanteur spécifique de 1,339 à 1,462); alors il faut l'évaporer dans des chaudières de plomb jusqu'à 60 degrés (ce qui le porte à 1,611). On achève l'évaporation dans des cornues de verre posées sur le fourneau de Galère. L'*acide* doit être amené jusqu'à 66 degrés (1,670), sans couleur, comme de l'eau.

Lorsqu'il n'est pas concentré jusqu'à ce degré, il contient, d'après Chaptal, encore un peu d'*acide* nitrique, et ne peut pas être employé à la dissolution d'indigo, qui en acquiert une couleur verte.

Si toutes les opérations sont conduites avec soin, on obtient à peu près le double d'*acide sulfurique* concentré en poids du soufre employé. Cet *acide* incolore, qui ne donne pas des vapeurs blanches au contact de l'air, est l'*acide sulfurique*, bien différent de l'huile de vitriol.

On trouve d'autres procédés dans les Annal. des Arts et Manufact., t. 16 et 17.

On peut expliquer facilement ce qui se passe dans cette opération, si on se rappelle que l'*acide sulfurique* est composé de soufre et d'oxigène, et que ce dernier provient du nitre et de l'air atmosphérique. Cependant si l'on considère toutes les circonstances, on voit que cette explication n'est pas encore satisfaisante.

Chaptal essaya d'employer des oxides métalliques pour la combustion du soufre dans la fabrication de l'*acide sulfurique*; mais il n'eut point de succès, malgré leur propriété de favoriser la combustion. Il fit pétrir aussi du soufre avec de l'eau, qu'il brûla ensuite dans la chambre de plomb, ou bien il fit arriver de l'eau ou des vapeurs d'eau sur le soufre fondu; et quoiqu'il vît la flamme grossir, il n'obtint que des traces d'*acide sulfurique*.

Chaptal croyoit qu'en employant du gaz oxigène pur pour la combustion du soufre, il devoit se former de l'*acide* sans le secours d'autres substances; mais cela n'arriva pas ainsi. La combustion du soufre fut accélérée; mais il n'en obtint pas plus d'*acide sulfurique*.

De ces expériences, Chaptal conclut: que le gaz oxigène favorise la combustion du soufre, mais qu'il n'augmente pas la quantité d'*acide sulfurique*; que le soufre brûle ici comme à l'air libre; que les substances qui con-

tiennent l'oxigène, et qui le laissent dégager à une chaleur moyenne, comme quelques oxides métalliques, entretiennent la combustion du soufre sans former de l'*acide sulfurique*; que les substances qui, étant en contact avec du soufre brûlant, cèdent leur oxigène, sont les seules capables de convertir le soufre en *acide sulfurique*; les substances qui doivent être préférées sont le salpêtre et le muriate suroxigène de potasse; que la combinaison du soufre avec l'oxigène, pour former de l'*acide sulfurique*, ne peut se faire qu'à une très-haute température, ou bien qu'il faudroit que l'*acide sulfurique* prît une grande quantité de calorique comme partie nécessaire à sa composition.

Gay-Lussac a fait des expériences qui s'opposent à cette dernière opinion de Chaptal. Il trouva qu'une haute température n'étoit pas favorable à la formation de l'*acide sulfurique*; qu'elle étoit plutôt nuisible. Comme l'*acide sulfurique* se décompose à une température qui est sans doute bien inférieure à celle où le mélange de soufre et de nitre brûle, il s'ensuit qu'une haute température ne peut favoriser la formation de cet *acide*. L'expérience le prouve; car la combustion du soufre dans le gaz oxigène ne fournit pas de l'*acide sulfurique*, mais bien de l'*acide* sulfureux. On remarque aussi que dans le grillage des sulfures métalliques à une très-haute température, il ne se forme que de l'*acide* sulfureux; à une température basse, il se forme d'autant plus d'*acide sulfurique*, que les oxides condensent l'*acide*.

Gay-Lussac a émis l'opinion suivante sur la formation de l'*acide sulfurique*. Le gaz oxigène et le gaz *acide* sulfureux, quoiqu'à l'état sec, se combinent néanmoins aussitôt le contact de l'eau, et ils forment de l'*acide sulfurique*. Comme il se trouve dans les chambres de plomb de l'eau, de l'*acide* sulfureux et de l'oxigène, il faut qu'un résultat semblable ait lieu. D'après cela, il se forme de l'*acide sulfurique* au moment de la combustion du soufre, quand il y a un vase qui le condense et qui empêche qu'il ne soit pas décomposé par la chaleur. Dans les chambres de plomb, il y a deux causes qui déterminent la formation de l'*acide sulfurique*. D'abord l'action du gaz nitreux sur

l'*acide* sulfureux et sur l'oxigène de l'air, celle-ci est la plus efficace ; ensuite l'action immédiate de l'*acide* sulfureux sur le gaz oxigène par le moyen de l'eau.

Gay-Lussac répond ensuite à l'opinion de Chaptal : que, par la combustion du soufre avec le muriate suroxigéné de potasse, on ne peut obtenir de l'*acide sulfurique* ; ce qui prouve par conséquent que la présence du gaz nitreux est nécessaire. Au reste, c'est encore un problême de savoir si Chaptal a réellement formé de l'*acide sulfurique*, ou s'il ne parle que d'aprés l'analogie.

Selon Clément et Desormes, l'*acide* nitrique n'est que l'instrument nécessaire à l'oxigénation complète du soufre; c'est sa base, le gaz nitreux qui enléve l'oxigène à l'air pour le présenter à l'*acide sulfureux* dans un état qui lui convient. Ils ont fondé leur opinion sur les expériences suivantes.

Lorsqu'on observe attentivement brûler le mélange ordinaire de soufre, de nitre et d'argile humectée, on remarque que l'*acide* nitrique n'est pas décomposé complétement, et que beaucoup de gaz *acide* nitreux rutilant passe dans la chambre de plomb avec l'*acide* sulfureux. Aussitôt que le mélange de soufre, de nitre, etc., est allumé, il s'exhale un mélange de gaz *acide* nitreux, de gaz *acide* sulfureux avec de l'eau en vapeur, et du gaz azote provenant de l'air atmosphérique. Les deux gaz *acides* sulfureux et nitreux ne peuvent exister en contact sans décomposition du second, et conversion du premier en *acide sulfurique* : c'est donc ce qui arrivera lors du passage du mélange gazeux dans la chambre de plomb. Déjà loin du foyer, ce mélange trouve une température plus basse qui détermine la condensation d'une partie de la vapeur. La pluie qui se forme entraîne avec elle l'*acide sulfurique* produit et offre un vide aux différentes substances qui restent; celles-ci s'y précipitent en tourbillonnant, et offrent mille points de contact qui favorisent le jeu de leurs affinités.

Après la première production d'*acide* sulfurique, il reste du gaz nitreux, de l'*acide* sulfureux, et de l'air atmosphérique moins oxigéné; le gaz nitreux se convertit nécessairement en gaz *acide* nitreux, qui est décomposé à

son tour au profit d'une seconde portion d'*acide* sulfureux; et ainsi de suite, jusqu'à ce que tout cet *acide*, ou l'oxigène de l'air, ou tous deux, soient épuisés.

Les premières productions d'*acide sulfurique* doivent être les plus abondantes et les plus rapides, parce que la condensation de la vapeur d'eau opère un grand mouvement dans le mélange de différents gaz, et que, d'ailleurs, l'abondance de l'oxigène et de l'*acide* sulfureux, rend le contact plus probable; tandis que quand ils deviennent rares, l'azote, dont la quantité est la même, en rend le rapprochement plus difficile.

Après la conversion de tout l'*acide* sulfureux en *acide sulfurique*, les substances restantes sont beaucoup d'azote, le gaz nitreux, ou *acide* nitreux, s'il y avoit d'abord plus d'oxigène que celui exigé par l'*acide* sulfureux, et peut-être de l'oxigène excédant la saturation de ces deux *acides*.

D'après cela, l'eau ne seroit pas nécessaire à la production de l'*acide sulfurique*, seulement son mélange avec celui qui est fait, après le dégagement du gaz nitreux qui a dû se combiner avec lui. Ce gaz ainsi rendu libre, va de nouveau chercher l'oxigène de l'air atmosphérique qui se trouve dans la capacité du récipient pour en combiner encore avec de l'*acide* sulfureux. La vapeur d'eau a en même temps le double avantage d'opérer un grand mouvement dans les gaz restants, et de produire ce dégagement de gaz nitreux.

Par l'expérience suivante, Clément et Desormes cherchèrent à mettre leur assertion hors de doute. Ils introduisirent dans un ballon de verre du gaz *acide* sulfureux, de l'air atmosphérique, et du gaz nitreux en petite quantité, par exemple $\frac{1}{20}$ du poids de l'*acide* sulfureux. Le gaz nitreux devint rouge, et se répandit dans tout le ballon. Il se forma ensuite des fumées blanches nuageuses, qui se déposèrent sur les parois en cristaux brillants et étoilés. La clarté succède à ces tourbillons épais d'*acide sulfurique*; et si au moment on ajoute un peu d'eau, les cristaux d'*acide* se fondent avec grande chaleur, et le gaz nitreux redevenant libre, se change de nouveau en *acide* rutilant; les mêmes phénomènes recommencent jusqu'à

ce que tout l'oxigène atmosphérique soit employé, ou tout l'*acide* sulfureux brûlé.

Les gaz restants étoient tels qu'on pouvoit s'y attendre; la couleur de l'*acide* nitreux paroît avec toute sa force première. Après l'opération complète, il n'y a plus dedans d'*acide* sulfureux, mais beaucoup d'azote, et de l'*acide sulfurique* onctueux sur les parois du ballon. (*Voyez* Clément et Desormes, Annal. de Chim., t. 59, pag. 329.)

On voit que cet objet exige encore des expériences. Il est heureux que la pratique, due au hasard peut-être, ait conduit à la préparation de l'*acide sulfurique* par la combustion du soufre. Si l'on avoit commencé avec ce que la théorie nous apprend, on seroit peut-être encore loin du but. Ces éclaircissements ne sont cependant pas à regarder comme superflus, l'exécution doit nécessairement gagner en perfection.

L'*acide sulfurique* est un liquide d'une consistance huileuse, sans couleur, n'exhale pas des vapeurs à l'air, sans odeur, et d'une saveur très-*acide*.

Sa pesanteur spécifique est au plus haut degré de concentration, d'après Klaproth, de 1,850. Kirwan et autres parlent d'une pesanteur spécifique de 2,000; mais Klaproth n'a pu arriver à ce point de concentration; Berthollet partage son opinion à cet égard.

Selon Bergmann, à une température de 540 deg. Fahr., et selon Erxleben, à celle de 546 degrés, cet *acide* commence à bouillir, et se volatilise en entier sans changer d'état.

On emploie la distillation pour purifier l'*acide sulfurique*. On se sert de cornues de verre d'une égale épaisseur. Le col doit être coupé court, et pas trop incliné au commencement de la voûte. Le col du récipient doit être court, pour que celui de la cornue y entre bien; on les lute ensemble. On couvre la cornue de sable; on augmente le feu pour entretenir l'ébullition. Après la distillation, on trouve au fond de la cornue les parties hétérogènes contenues dans l'*acide*. Pour purifier l'*acide sulfurique* provenant du sulfate de fer, on le fait bouillir d'abord pour volatiliser les vapeurs, on change ensuite le récipient.

Lorsqu'on fait passer l'*acide sulfurique* à travers un tube de porcelaine incandescent, il se décompose. Gay-Lussac mit un tube de porcelaine dans un fourneau de Réverbère ; il ajouta à l'une des extrémités une petite cornue remplie au ⅓ d'*acide sulfurique* concentré; à l'autre extrémité il mit un tube de Welter, plongeant dans l'eau et dans le mercure. Les tubes de porcelaine dont le diamètre est très-petit, sont le plus convenables pour l'opération.

Pour empêcher la condensation des vapeurs d'*acide sulfurique* avant qu'elles arrivent dans le tube, il faut mettre quelques charbons ardents sous le col de la cornue et sous l'extrémité du tube. L'*acide* concentré doit y passer très-lentement. L'*acide* passe d'abord en vapeur, et bientôt il est accompagné de gaz oxigène et d'*acide* sulfureux.

A une température très-basse, l'*acide sulfurique* gèle. Ce fait étoit connu de Kunkel; Bohn, Stahl, Bœrhave, Neumann et autres, l'ont confirmé. En France, le duc d'Agen s'occupa principalement de cet objet. Il fit voir, en 1776, que l'*acide* exposé à une température de 4 jusqu'à — 2 deg. Fahr. 20° centig., est susceptible de geler entièrement dans 7 à 8 heures. Guyton le fit geler à une température de — 4 deg., l'*acide* gelé ressembloit à de la neige. Une fois la congélation commencée, elle continue à 1 degré moindre de froid. L'*acide* se fondit lentement à 27,5 deg. Il décanta le liquide, et trouva au bout de quelques jours la plus grande partie à une température de 32 deg. Fahr. à o centig., changée en glace solide, qui ne dégela qu'au bout de trois jours à 43 deg. Fahr. 6° 11 centig. (Encycl. méthod., pag. 376.)

Chaptal, qui a préparé cet *acide* en grand, a trouvé l'*acide* contenu dans un grand vase cristallisé à 48 degrés Fahr. 8,89 centig. Les cristaux étoient réunis en groupes qui consistoient en prismes hexaèdres terminés par des pyramides à six faces. Les cristaux étoient plus chauds au toucher que les corps ambiants ; ils fondoient en les maniant.

Stahl assure que l'*acide* ne pourroit geler que dans un état très-étendu ; Neumann trouve le contraire. Chaptal est d'accord avec Stahl. D'après les expériences de Keir, l'*acide sulfurique* de 1,780 gèle à 45 degrés ; mais lors-

qu'il est plus ou moins concentré, la congélation exige un plus haut degré de froid. Le duc d'Agen fit congeler de l'*acide* concentré de 1,024 à une température de 4 à 6 degrés Fahr., tandis que l'*acide* d'un degré moyen de concentration resta liquide à cette même température. L'*acide* fumant cristallise plus facilement que celui qui ne fume pas ; l'*acide* qui a la propriété de geler ou de cristalliser est appelé *huile glaciale* (*oleum vitrioli glaciale*). Thomson trouva que l'*acide sulfurique* le plus concentré pouvoit être refroidi dans des tubes de thermom. jusqu'à—36, sans geler.

L'attraction de l'*acide sulfurique* pour l'eau est très-grande ; il attire avidement l'humidité de l'air, c'est pour cela qu'il faut le conserver dans des vases bien bouchés. Schéele se sert de la propriété de cet *acide* d'attirer l'humidité pour sécher une masse d'air. Neumann trouva que cet *acide* concentré exposé à l'air avoit augmenté de 6,24 de son poids. Gould vit l'attraction de l'*acide sulfurique* pour l'eau s'affoiblir, à mesure qu'il approchoit du point de saturation ; lorsqu'il est parfaitement saturé d'eau, il en rend une partie à l'air, sec. Cet *acide* saturé absorbe 3,166 de son poids d'eau.

Lorsqu'on mêle de l'*acide sulfurique* avec de l'eau, elle se condense, s'échauffe vivement, souvent même les vaisseaux de verre cassent quand on mêle de l'*acide sulfurique* dans des vases trop petits ; il faut pour cela verser l'*acide* peu à peu, et jamais ajouter l'eau à l'*acide*. Un mélange de 1 partie d'*acide sulfurique* concentré, et 3 parties d'eau, est appelé *esprit de vitriol*.

Si l'on mêle ensemble 4 parties d'*acide sulfurique* et 1 partie de glace, tous les deux à une température de 32 degrés, la glace fond sur-le-champ, et la température du mélange est à 212 degrés. Si d'un autre côté, on mêle 4 parties de glace et 1 partie d'*acide sulfurique* à 32 degrés à 0 centig., la température du mélange s'abaisse jusqu'à 4 degrés environ.

Lavoisier et Laplace trouvèrent qu'en mêlant 1,625 liv. d'*acide sulfurique*, d'une pesanteur spécifique de 1,87058 avec 1,969 liv. d'eau, il se dégageoit autant de chaleur que 4,1226 liv. de glace pouvoit en fondre. La quantité de calorique est semblable à celui qui se seroit dégagé, si l'on

chauffoit l'*acide* et l'eau séparément jusqu'à 155,9 degrés.

L'*acide sulfurique* le plus concentré que nous connoissions n'est jamais exempt d'eau ; car si on le sature avec des bases telles que la potasse, la barite, etc., il reste une quantité notable d'eau qui n'entre pas en combinaison.

Comme il est important de déterminer la quantité d'eau contenue dans un *acide* d'une pesanteur spécifique donnée, plusieurs chimistes ont essayé de résoudre ce problême. Homberg, Bergmann, Wenzel s'en sont occupés ; mais Kirwan a traité particulièrement cet objet et avec le plus d'exactitude.

Il chercha d'abord à déterminer la quantité d'eau retenue par l'*acide sulfurique ;* à cet effet, il fit dissoudre 86 grains de potasse dans l'eau ; il satura exactement par l'*acide sulfurique* d'une densité connue, et ajouta de l'eau à la dissolution pour la ramener à une pesanteur spécifique de 1,013. Le poids du total étoit de 3694 grains. Lorsqu'on dissout 45 grains de sulfate de potasse dans 1017 grains d'eau distillée, la dissolution s'est trouvée avoir la même pesanteur spécifique, d'où il suit que la proportion du sel dans les deux dissolutions est la même. Dans la dernière dissolution, la quantité du sel étoit de $\frac{1}{23,6}$ en poids de la totalité ; par conséquent la quantité de sel dans la première devoit être de $\frac{3694}{23,6} = 156,52$ de grains. En retirant de cette masse 86 degrés de potasse, il ne restoit que 70,52 grains d'*acide*. Aussi l'*acide* nécessaire à la saturation étoit de 79 grains ; et les 8,48 de grains qui n'entrèrent pas en combinaison, furent donc de l'eau.

L'*acide* employé par Kirwan avoit une pesanteur spécifique de 2,000, *maximum* de concentration selon lui : 79 parties de cet *acide* contiendroient donc 8,48 d'eau ; en conséquence, 100 parties d'*acide* seroient composées de 89,27 d'*acide* et de 10,73 d'eau. Kirwan suppose ici que le sulfate de potasse ne contient pas d'eau, parce qu'il ne perd pas à la chaleur la plus violente plus d'un grain de son poids.

Il chercha ensuite à déterminer combien il existoit d'*acide* normal de 2,000, dans un *acide* d'une pesanteur spécifique différente. Un grand nombre d'expériences

faites avec des *acides sulfuriques* d'une pésanteur spécifique de 1,8846, de 1,8689, de 1,8042 et de 1,7500, l'ont porté à conclure que si l'on mêloit ensemble partie égale de son *acide* normal et d'eau, la densité du mélange seroit augmentée de $\frac{1}{7\frac{1}{2}}$. A l'aide d'une formule que Poujet a donnée pour la condensation qui a lieu dans le mélange d'alcool et d'eau, il a calculé l'augmentation qu'éprouvent les mélanges d'*acide sulfurique* et d'eau.

La table suivante présente les résultats :

PARTIES D'EAU.	PARTIES D'ACIDE SULFURIQUE.	AUGMENTATION DE DENSITÉ.
5	95	0,0252
10	90	0,0479
15	85	0,0679
20	80	0,0856
25	75	0,0899
30	70	0,1119
35	65	0,1213
40	60	0,1279
45	55	0,1319
50	50	0,1333

Lorsque Kirwan additionna l'augmentation de densité renfermée dans la troisième série de la table ci-dessus, à la pesanteur spécifique des mélanges correspondants trouvée par le calcul, et en prenant la moyenne, il parvint à calculer la quantité d'*acide* de 2,000 dans un *acide* d'une pesanteur spécifique moindre, renfermée dans les limites de 2,000 jusqu'à 1,4666. L'*acide* qui a la dernière pesanteur renferme exactement 0,5 d'*acide* d'une pesanteur spécifique de 2,000. La quantité d'*acide* normal contenu dans des *acides* d'une moindre pesanteur spécifique, fut trouvée par l'expérience.

Comme la première partie de la table lui avoit indiqué que 100 parties d'*acide* d'une pesanteur spécifique de 1,8472 contenoient 88,5 d'*acide* normal, il s'ensuit que 400 grains de cet *acide* devoient contenir 354 grains

d'*acide* normal. Il prit 6 parties différentes de cet *acide*, chacune de 400 grains ; il ajouta à chacune d'elles autant d'eau, jusqu'à ce que les mélanges eussent contenu proportionnellement 48, 46, 44, 42, 40, 38 grains d'*acide* normal. Il trouva la quantité d'eau nécessaire par le procédé suivant. Si l'on appelle X la quantité d'eau à ajouter à 400 parties d'*acide*, pour que le mélange contienne 48 pour 100 d'*acide* normal, on aura la proportion suivante : $400 + X : 354 = 100 : 48$, on y trouve $X = 337{,}5$. Lorsque la pesanteur spécifique, pour les autres mélanges, est déterminée, en cherchant X pour chaque proportion de la même manière, Kirwan prit de chaque mélange la moitié et y ajouta partie égale d'eau. Par ce moyen, il trouva la pesanteur spécifique des mélanges qui renferment 24, 23, 22, 21, 20, 19 parties d'*acide* normal. Il prit encore 6 parties d'*acide* d'une pesanteur spécifique de 1,8393 ; il y ajouta autant d'eau que les mélanges contenoient 36, 34, 32, 30, 28, 26 pour 100 d'*acide* normal. La pesanteur spécifique trouvée, on prit la moitié de ces mélanges, on y ajouta partie égale d'eau ; c'est ainsi que fut trouvée la pesanteur spécifique de 18, 17, 16, 15, 14 et 13. Après chaque addition d'eau, on laisse reposer le mélange jusqu'à ce que les parties soient convenablement unies.

Par la multiplication des nombres de la table présentant la quantité d'*acide* normal, avec 0,8927, il obtint la quantité d'*acide* réel qui est contenu dans l'*acide sulfurique* de différentes densités, à une température de 60 degrés.

Voici la table.

100 PARTIES.		100 PARTIES.	
pesanteur spécifique.	ACIDE RÉEL.	pesanteur spécifique.	ACIDE RÉEL.
2,0000	89,29	1,6407	61,61
1,9859	88,39	1,6312	60,71
1,9719	87,50	1,6217	59,82
1,9579	86,61	1,6122	58,93

Berthollet s'est également occupé à déterminer la masse *acide* dans l'*acide sulfurique*. Il forma de toute pièce du sulfate de barite, en saturant l'eau de barite dont il connoissoit la densité par l'*acide* muriatique. Il précipita la liqueur par du sulfate de soude, et il fit rougir le sulfate de barite obtenu dans un creuset de platine. Il trouva ainsi les parties constituantes du sulfate de barite, et calcula que 100 parties d'*acide sulfurique* de 1,850 étoient composées de 58,50 de masse *acide* et de 41,50 d'eau. Selon Kirwan, un *acide* de même degré de concentration est composé d'environ 78 de son *acide* normal (contenant 10 pour 100 d'eau) et de 22 d'eau. L'*acide sulfurique* de 1,4170 contient, selon Berthollet, 31,06 de masse *acide* et 68,94 d'eau ; selon Kirwan, 42,67 d'*acide* normal et de 57,33 d'eau, ou bien de 38,07 de masse *acide* et de 61,93 d'eau.

Mais les rapports donnés par Berthollet ne sont cependant pas exempts de réflexions, parce que sa proportion des parties constituantes du sulfate de barite ne peut pas être adoptée comme rigoureuse. Les proportions présentées par plusieurs chimistes distingués, en diffèrent beaucoup.

Klaproth a trouvé, par le même procédé, que 100 parties d'*acide sulfurique* de 1,850 étoient composées de 74,4 de masse *acide*, et de 25,6 d'eau. Ces proportions s'accordent davantage avec les expériences de Kirwan qu'avec celles de Berthollet.

L'hydrogène décompose l'*acide sulfurique* à une haute température ; si l'on fait passer ensemble, dans un tube de porcelaine incandescent, de l'*acide sulfurique* en vapeurs et du gaz hydrogène, il se forme de l'eau.

L'*acide sulfurique*, étendu d'eau, n'agit pas sur le soufre ; mais si l'on fait bouillir cet *acide* concentré avec ce corps combustible, l'*acide* se colore et acquiert l'odeur d'*acide* sulfureux.

Lorsqu'on plonge des substances végétales, de la paille, du bois dans l'*acide sulfurique*, elles y perdent leur forme, se ramollissent et se dissolvent en quelque sorte. Il s'en sépare une quantité considérable de charbon ; on y re-

marque une décomposition semblable à celle qu'elles subissent, dans des vaisseaux clos, à l'aide de la chaleur.

L'*acide*, après avoir produit ces changements, est bien moins concentré; il paroît qu'il se forme de l'eau.

La forte tendance qu'a l'*acide sulfurique* à se combiner avec l'eau, détermine la combinaison d'une partie d'hydrogène et d'oxigène pour l'eau qui s'unit à l'*acide*; une partie de carbone devient libre en même temps. L'*acide* ne subit pas d'autre changement que d'être affoibli par l'eau, et la limite de son action est sa saturation avec l'eau; dans ces circonstances il se forme aussi un peu d'*acide* acétique. De l'Action de l'*acide sulfurique* sur les substances organiques, *voyez* article TANNIN.

L'*acide sulfurique* fait éprouver les mêmes changements aux substances animales. Si l'on trempe une substance animale, de la viande par exemple, dans l'*acide sulfurique*, elle devient jaune, rouge, brun, et finit par noircir. Elle se ramollit ensuite, se divise, se fond et forme une espèce de bouillie. Le mélange s'échauffe, il ne se dégage pas de gaz; on trouve enfin l'*acide* étendu d'eau, la viande carbonisée, et il se sépare des substances grasses. L'*acide* est en partie saturé par l'ammoniaque et la soude, et la substance animale est décomposée. L'hydrogène et l'oxigène séparés forment de l'eau; on obtient des autres parties constituantes, de l'ammoniaque, de la graisse et un résidu carboneux.

Si l'on étend l'*acide* d'une quantité convenable d'eau, la graisse et le charbon séparés par le filtre, on trouve dans la liqueur filtrée des sulfates d'ammoniaque, de soude et de chaux, et une petite quantité de vinaigre, qu'on peut séparer par la distillation.

Lorsqu'on aide l'action de l'*acide sulfurique*, sur les substances animales, par la chaleur, elle est plus prompte et plus destructive. Les parties constituantes de l'*acide* même tendent à se séparer; l'attraction de l'hydrogène et du carbone, dans la substance animale, est augmentée, pour l'oxigène de l'*acide*, par la réaction de la chaleur. Dans ce cas, il ne se forme ni graisse ni eau; la substance animale s'approche de la destruction totale. On remarque une effervescence continuelle; il se dégage du gaz *acide*

carbonique et sulfureux, du gaz hydrogène carboné et sulfuré. Par la distillation, on obtient une quantité considérable d'eau; l'*acide* acétique est détruit, on obtient du sulfate d'ammoniaque et moins de résidu charbonneux que dans l'expérience précédente.

La décomposition de l'*acide sulfurique* peut être opérée par tous les corps qui ont une plus grande attraction pour l'oxigène que n'en a le soufre. Stahl parvint à le décomposer en partie en le traitant au feu avec du charbon, de la suie, etc.; il le décomposa plus parfaitement en exposant au feu des sulfates mêlés de corps combustibles. Il obtint réellement du soufre, mais il étoit bien éloigné d'en tirer les conséquences convenables. Il prit le soufre pour un composé, dont les parties constituantes se réunissoient dans ces circonstances. Il étoit donc impossible, d'après cette idée, de découvrir la nature de l'*acide sulfurique*, et encore moins ses proportions.

Berthollet essaya de trouver les rapports des principes de l'*acide* en déterminant la quantité d'oxigène qu'absorbe un poids donné de soufre dans la combustion.

Ce moyen ne pouvoit fournir un résultat exact; on ne peut donc pas regarder comme certains les rapports énoncés par Lavoisier et confirmés par les expériences de Berthollet, que 100 parties d'*acide* sont composées de 72 de soufre et de 28 d'oxigène.

Les anciens chimistes connoissoient déjà le moyen de convertir le soufre en *acide sulfurique* par le moyen de l'*acide sulfurique*. On en trouve quelques idées dans Paracelse, ainsi qu'un procédé décrit dans l'ouvrage suivant: Pratique de Chimie divisée en quatre parties, par L. Matte la Faveur et par Dan Peck, imprimeur du roi, 1671, p. 216. Dans les temps modernes, on employa ce moyen pour déterminer les rapports des principes dans l'*acide sulfurique*. C'est ainsi que Klaproth trouva que 10 ½ gros de soufre donnèrent, par un traitement répété avec l'*acide* nitrique, 39 gros d'*acide sulfurique* concentré. Cent parties contiendroient donc, d'après cela, 25,7 de soufre, 74,3 d'oxigène et d'eau.

On trouve encore plus exactement ces rapports lorsque le soufre a été converti en *acide sulfurique*, en s'emparant

de l'*acide* par la barite. Si l'on fait rougir le précipité, on connoît bientôt, par la quantité obtenue, les proportions composantes de ce sel ; on détermine ensuite le poids de l'*acide sulfurique*. Thenard, Chenevix, Bucholz, Richter, Berthollet, Klaproth, etc., ont ainsi cherché à déterminer les rapports du soufre et de l'oxigène dans l'*acide sulfurique*.

Gay-Lussac s'est servi de la décomposition des sulfates par le feu. Comme il décomposa, par ce procédé, l'*acide sulfurique* en *acide* sulfureux et en gaz oxigène, la proportion de ces deux gaz le porta à déterminer combien le gaz *acide* sulfureux pourroit absorber d'oxigène pour passer à l'état d'*acide sulfurique*. Par des expériences répétées, il s'est convaincu que 100 parties en volume de gaz *acide* sulfureux exigeoient 47,79 d'oxigène pour être converties en *acide sulfurique*. Il résulte de là que 100 parties d'*acide sulfurique* (dont la proportion de Berthollet est soumise pour base) renferment 53,87 de soufre et 46,13 d'oxigène.

Voici le résultat d'analyse exposé par plusieurs chimistes.

Cent parties d'*acide sulfurique* contiennent,

	Soufre.	Oxigène.
Selon les rapports de Berthollet, adoptés par Lavoisier.	72	28
Thenard, Annal. de Chimie, t. 32, p. 266..	55,56	44,44
Chenevix.	61,5	38,5
Berthollet	53,83	46,17
Gay-Lussac.	53,87	46,13
Trommsdorff	70	30
Richter.	42,05	57,95
Bucholz	42,5	57,5
Klaproth	42,3	57,7

Ces trois derniers résultats ne doivent laisser aucun doute en raison de leur identité. Thenard, Chenevix, Berthollet et Gay-Lussac ont adopté une autre proportion des parties constituantes du sulfate de barite que celle trouvée par les chimistes allemands. Si l'on met cette dernière proportion pour base, et si l'on fait d'après cela le calcul, les rapports donnés par Berthollet et Gay-Lussac

s'approchent infiniment de ceux trouvés par Richter, Bucholz et Klaproth.

ACIDE SULFUREUX. Acidum sulphurosum. *Schweflichte saeure.*

Cet *acide* se forme toutes les fois que l'on chauffe l'*acide* sulfurique concentré avec des substances qui ont la propriété de lui enlever une partie de son oxigène. On l'obtient cependant plus pur en employant quelques métaux, comme l'argent, le cuivre, et surtout le mercure. A cet effet, on introduit partie égale de mercure et d'*acide* sulfurique dans une cornue de verre, dont le tube plonge sous une cloche à l'appareil à mercure, et on chauffe. Il y a effervescence, et il se dégage du gaz *acide sulfureux*. On chauffe jusqu'à ce que l'intérieur de la cornue soit parfaitement sec.

Le gaz *acide sulfureux* est sans couleur, invisible comme l'air. Sa pesanteur spécifique est, selon Bergmann, de 0,00246, et, selon Lavoisier, de 0,00251 (l'eau étant de 1,00000). Il est, d'après cela, deux fois plus pesant que l'air atmosphérique.

Il est impropre à entretenir la combustion et la respiration. Son odeur est très-forte et pénétrante, analogue à celle produite par la flamme bleue du soufre qui donne le même *acide*. Il a une saveur foiblement *acide*, rougit les couleurs bleues végétales, et les détruit à la longue en grande partie. Il agit de même sur un grand nombre de matières colorantes minérales et végétales ; aussi peut-on employer avec succès les vapeurs du soufre brûlant pour le blanchiment de la laine, et pour enlever aux étoffes les taches de fruits. Barani pense que cette décoloration est due à une combinaison de l'*acide* avec la matière colorante.

Lorsqu'on expose le gaz sulfureux à un feu violent dans des vaisseaux clos, il s'en sépare, selon Priestley, du soufre, et une partie se convertit en *acide* sulfurique ; Berthollet a obtenu le même résultat ; mais Fourcroy et Vauquelin n'ont cependant pu réussir.

Clouet et Monge firent passer ce gaz à l'état liquide en l'exposant à une température de 28 degrés.

L'eau absorbe rapidement le gaz sulfureux. Selon Priestey, 1000 grains d'eau prennent, à une température de 54 deg., 12,22 centig., 39,6 grains de cet *acide*. Fourcroy assure qu'à une température de 40 degrés 4,44 centig., l'eau peut en absorber le tiers de son poids; Thomson trouva au contraire que l'eau n'en prend que $\frac{1}{11}$. L'eau chargée de gaz forme l'*acide sulfureux* liquide; sa pesanteur spécifique est, selon Fourcroy et Vauquelin, 1,840; suivant Thomson, de 1,0513; il est très-*acide*, et exhale une odeur pénétrante.

On peut faire geler l'*acide* liquide sans que le gaz se volatilise; Fourcroy et Vauquelin ont opéré cette congélation à une température au-dessus de 32 deg. Fahr. o centig. Si l'on chauffe de l'eau, qui a été saturée par cet *acide* à une température de o, jusqu'à 65,25 degrés, elle se remplit de bulles, qui augmentent et qui viennent à la surface. Ces bulles proviennent de l'*acide* qui se sépare.

La glace absorbe le gaz *acide sulfureux*, et se fond sur-le-champ. L'*acide sulfureux* liquide enlève l'oxigène à l'air, et passe à l'état d'*acide* sulfurique. Ce gaz se convertit également en *acide* sulfurique en le faisant traverser un tube incandescent avec du gaz oxigène. Berthollet n'obtint pas le même résultat; il prétend que ce phénomène ne peut avoir lieu en ce que le gaz oxigène se dilate également; ce qui s'oppose à la combinaison.

Lorsqu'on fait passer à travers un tube incandescent un mélange de gaz *acide sulfureux* et de gaz hydrogène, l'*acide sulfureux* est décomposé en raison de l'attraction de l'hydrogène pour l'oxigène.

Dans l'*acide sulfureux*, l'oxigène n'existe que dans un degré moyen de solution : voilà pourquoi, malgré qu'il ne contienne qu'une petite quantité d'oxigène, il a une propriété *acide* très-marquée. Il retient cependant moins bien l'oxigène que ne fait l'*acide* sulfurique : de là vient que plusieurs substances, comme l'hydrogène sulfuré, quelques métaux, etc., lui enlèvent l'oxigène en séparant le soufre.

Le phosphore et le soufre ne changent pas cet *acide*; les métaux, excepté le fer, le zinc et le manganèse, ne sont pas oxidés ni dissous par lui.

Cet *acide* est composé, selon

	Fourcroy,	Thomson,	Gay-Lussac,
Soufre	85	68.	66,39
Oxigène	25	32.	33,61
	100	100	100,00

Si l'on met pour base la proportion des principes que Klaproth a trouvée dans l'*acide* sulfurique, le calcul pour l'*acide sulfureux* donneroit les rapports suivants :

Soufre	52,17
Oxigène	47,83
	100,00

Les anciens chimistes connoissoient cet *acide ;* ils l'obtenoient par la combustion lente du soufre. Stahl est cependant le premier qui ait examiné ses propriétés. Comme il le supposa une combinaison du soufre avec le phlogistique, il l'appela *acide sulfurique phlogistiqué.* Il le préparoit en brûlant du soufre à une basse température, et recueillant les vapeurs avec des chiffons trempés dans une dissolution de potasse. Par ce procédé, on ne peut obtenir que du sulfite de potasse.

Schéele montra, en 1771, comment on pouvoit préparer cet *acide* en grand, en faisant chauffer le sulfite de potasse avec l'*acide* tartarique liquide. L'*acide sulfureux* est déplacé par l'*acide* tartarique, et passe dissous dans l'eau dans le récipient.

Priestley obtint cet *acide* sous forme de gaz en 1774, et en examina les propriétés. Berthollet publia plusieurs mémoires, en 1789, sur sa formation, sa composition et son usage. En 1797, Fourcroy et Vauquelin firent connoître les sels que forme cet *acide* avec les bases salifiables.

Acide tartarique. Acidum tartaricum. *Weinsteinsæure.* Pour extraire l'*acide tartarique* on fait bouillir la crême de tartre dans l'eau; on ajoute du carbonate de chaux

jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'effervescence, et que la liqueur ne rougisse plus le tournesol.

La chaux se combine avec l'excès d'*acide tartarique*, et se précipite à l'état de tartrate calcaire. On sépare ce précipité par la filtration; la liqueur filtrée est du tartrate de potasse neutre. Lorsqu'on a bien lavé le précipité, on l'introduit dans une terrine, et on y verse de l'*acide* sulfurique autant qu'on a employé de chaux, après l'avoir étendu par 6 à 8 parties d'eau. Au bout de quelques jours de digestion, on filtre à travers un sac de toile, on lave bien le résidu et on l'exprime. La liqueur filtrée contient l'*acide tartarique;* on la fait évaporer, et on purifie l'*acide* par des cristallisations répétées.

Dans le traitement du tartrate de chaux par l'*acide* sulfurique, la chaux se combine avec l'*acide* sulfurique, et forme un sel insoluble, tandis que l'*acide tartarique* reste dans la liqueur surnageante. Pour s'assurer si l'*acide tartarique* ne contient plus d'*acide* sulfurique, il faut que le précipité qui se forme par l'acétate de plomb soit entièrement soluble dans l'*acide* nitrique; dans le cas contraire, on y ajoute encore du tartrate calcaire.

Par l'évaporation de l'*acide tartarique*, la liqueur, et surtout l'eau-mère, acquièrent une couleur brune. Pour avoir des cristaux blancs, Lowitz recommande de faire digérer le liquide rapproché avec du charbon, et de filtrer ensuite.

Il paroît cependant que l'*acide* se décompose en partie par ce traitement; car les cristaux attirent l'humidité de l'air, et varient par la forme. L'addition de l'*acide* nitrique ne doit pas être non plus recommandée; car une partie de l'*acide* du tartre se décompose également. Lorsqu'on enlève avec soin la couche de précipité brun mucilagineux, qui se trouve sur le tartrate de chaux, par une chaleur très-douce, on obtient des cristaux blancs.

L'eau-mère de l'*acide* retient quelquefois un peu de tartrate de chaux en dissolution, qui l'empêche de cristalliser. On favorise la cristallisation en séparant la chaux par l'*acide* sulfurique étendu.

Veut-on retirer tout l'*acide* du tartre? il faut précipiter

le tartrate de potasse par de l'acétate de chaux; on traite ensuite le tartrate de chaux comme ci-dessus.

Les cristaux sont plus ou moins réguliers. Ce sont quelquefois des prismes à 6 faces, dont les sommets sont pointus ou tronqués. Ils sont quelquefois d'un pouce de long. Lorsque le prisme est très-plat, le cristal paroît être en forme de table.

La pesanteur spécifique de l'*acide* cristallisé est de 1,5962. Il a une saveur agréable très-*acide*, inaltérable à l'air. La chaleur le décompose entièrement; il brûle au contact de l'air, répand une odeur de caramel, et laisse un résidu spongieux qui contient ordinairement un peu de chaux. Distillé dans des vaisseaux clos, on obtient du gaz *acide* carbonique, du gaz hydrogène carboné, une huile rougeâtre, et de l'*acide pyro-tartarique*. *Voyez* ce mot.

L'*acide tartarique* se dissout facilement dans l'eau froide, et encore mieux dans l'eau bouillante. Bergmann a trouvé une solution concentrée d'une pesanteur spécifique de 1,230, et Guyton, de 1,084. La solution bien concentrée ne se décompose pas d'elle-même.

Lorsqu'on fait distiller l'*acide tartarique* avec l'*acide* sulfurique concentré, il se forme de l'*acide* sulfureux et acétique. Un mélange d'*acide* sulfurique, *tartarique*, et d'oxide de manganèse, donne par la distillation de l'*acide* acétique pur.

L'*acide tartarique* qu'on distille à plusieurs reprises avec de l'*acide* nitrique, se transforme en *acide* oxalique. Hermbstædt assure que 360 parties donnent 560 parties d'*acide* oxalique.

Si l'on fait dissoudre l'*acide tartarique* dans 8 parties d'eau et 4 parties d'alcool, il se convertit, à l'aide d'une légère chaleur, en *acide* acétique. [*Voyez* Mém. chimiq. de Westrumb, t. 1, p. 67 (allemand).]

D'après Fourcroy et Vauquelin, l'*acide tartarique* est composé de

Oxigène.	70,5
Carbone	19,0
Hydrogène	10,5
	100

Selon Bucholz, l'*acide* contient 0,15 d'eau de cristallisation.

Duhamel, Grosse, Marggraf et Rouelle, ont démontré que le tartre étoit un composé de potasse et d'*acide*, mais Schéele est le premier qui ait obtenu l'*acide* isolé. Son procédé communiqué par Retzius en 1770, dans les Mémoires de l'Académie de Suède, est celui qui est décrit ci-dessus.

Vauquelin a trouvé $\frac{1}{64}$ d'*acide tartarique* dans la pulpe de tamarin. Trommsdorff l'a découvert dans les baies de sumach, et Schéele l'a rencontré dans plusieurs fruits.

Acide urique. Acidum lithicum. *Harnsæure.*

C'est en analysant les calculs que Schéele découvrit, en 1776, l'*acide urique*. On le trouve dans l'urine humaine, d'où il se précipite, ou sur-le-champ, ou quelques heures après avoir été rendue. Il fait aussi la partie principale de cette matière fixe, ou cristaux orangés qui se trouvent au fond du vase dans lequel l'urine s'est refroidie. Les calculs de la vessie de couleur de bois, sont presqu'entièrement composés de cet *acide*; Guyton lui donna le nom de *lethiasique*, de *lidiasis* ou *ledos*; Fourcroy l'a nommé *acide urique*, parce qu'il fait partie constituante de l'urine.

Humboldt vient de découvrir cet *acide* dans le règne minéral. Depuis un temps immémorial les habitants du Pérou se servent d'une terre brune comme engrais, qu'ils appellent *guano*. Cette terre forme, non seulement aux côtes du Pérou, mais encore dans plusieurs îles méridionales, des couches sur le granit, de 30 à 60 pieds d'épaisseur. La première analyse faite du guano a donné, outre le phosphate de magnésie, 0,60 d'*acide urique* concret. Les expériences de Klaproth présentent des différences dans les résultats : 100 parties de cette substance ne contiennent que 0,14 d'*acide urique* pur ou 0,16 d'*acide* contenant un peu d'ammoniaque. Quant à l'origine du guano, on ne peut croire qu'il soit dû aux excréments des oiseaux, puisque depuis trois cents ans il ne s'est formé qu'une couche d'une demi-ligne d'épaisseur.

Cet *acide* n'a point de saveur ni d'odeur; il est sous

forme de petites écailles presqu'insolubles dans l'eau froide, et demande 360 parties d'eau bouillante pour sa solution, et la plus grande partie s'en sépare à mesure que la liqueur se refroidit. Il rougit les couleurs bleues végétales et surtout la teinture de tournesol. Soumis à la distillation, il s'en décompose une partie, et l'on trouve dans le récipient des cristaux de cet *acide*. L'on y trouve aussi quelques gouttes d'huile épaisse, et $\frac{1}{8}$ environ de carbonate d'ammoniaque, de sublimé. En continuant la distillation, il passe un peu de prussiate d'ammoniaque et du gaz *acide* carbonique; il reste dans la cornue $\frac{1}{80}$ de charbon.

Ces produits démontrent que l'*acide* est composé de carbone, d'azote, d'hydrogène et d'oxigène, et que ces deux dernières substances s'y trouvent en moindre quantité que les premières; mais on ignore les rapports qu'elles peuvent avoir entre elles.

L'*acide* muriatique n'a aucune action sur cet *acide*; il en est de même de l'*acide* sulfurique à froid, mais à l'aide de la chaleur il décompose l'*acide urique*.

L'*acide* nitrique le dissout facilement. La liqueur a une couleur brune de girofle, et a la propriété de communiquer la même couleur à la peau. Si on la fait bouillir, il s'en dégage du gaz *acide* carbonique, du gaz azote, et de l'*acide* prussique. Evaporée lentement jusqu'à siccité, il reste un résidu noir qui est déliquescent.

L'*acide* muriatique oxigéné change promptement la nature de l'*acide urique*. Si l'on fait passer un courant de ce gaz à travers l'*acide urique* délayé dans l'eau, la couleur de ce dernier devient plus pâle, sa surface se ramollit, se gonfle, et acquiert un aspect gélatineux. Cette partie disparoît promptement et se dissout, la liqueur devient laiteuse. L'*acide urique* se dissout ainsi couche par couche, il ne reste qu'une substance blanche floconneuse, qui paroît être une matière animale analogue à celle qu'on trouve dans les calculs, et dont le poids est à peu près $\frac{1}{60}$ de la totalité. Pendant la dissolution il se dégage continuellement de l'*acide* carbonique. On obtient par l'évaporation du liquide du muriate et de l'oxalate d'ammoniaque avec excès d'*acide*,

et cristallisés, de l'*acide* muriatique et de l'*acide* malique libre. L'*acide urique* est donc transformé par l'*acide* muriatique oxigéné, en ammoniaque, en *acide* carbonique, oxalique et malique. Si l'on emploie l'*acide* muriatique oxigéné en petite quantité, l'*acide urique* est converti seulement en ammoniaque et en *acide* malique. Une très-grande quantité d'*acide* muriatique oxigéné, détruit tous les *acides* formés, et fournit en dernier résultat de l'eau et de l'*acide* carbonique.

Le résidu blanc insoluble paroît être la cause de la couleur foncée, qui est celle de la solution de l'*acide urique* dans l'*acide* nitrique. (Voyez *Brugnatelli*, Ann. de Chim., t. 27, pag. 267, et *Fourcroy*, Syst., t. 10, pag. 222.)

L'*acide urique* se dissout facilement dans les alcalis caustiques. Tous les *acides*, même le carbonique, le précipitent de cette solution sous la forme d'une poudre blanche. Les carbonates alcalins ne le dissolvent pas. On voit, d'après cela, que c'est le plus foible des *acides*. Si l'on triture l'*acide urique* avec une lessive concentrée d'un alcali, il en résulte une masse épaisse savonneuse, très-soluble dans un excès d'alcali, mais peu soluble à l'état neutre. Lorsqu'on verse dans la solution alcaline étendue, chargée d'*acide urique*, de l'*acide* muriatique, l'*acide urique* se précipite en aiguilles brillantes volumineuses, un peu colorées en jaune. L'ammoniaque dissout l'*acide urique* en très-petite quantité.

ACIER. Chalybs. *Stahl.*

On appelle *acier*, une modification du fer qui, rougi au feu et plongé dans l'eau froide, devient plus doux, plus cassant et inflexible. Avant la trempe, il est ductile, et après avoir été trempé, il recouvre de nouveau sa ductilité par la chaleur.

L'*acier* poli a un éclat plus blanc ; il est d'un gris clair, et n'a pas le coup d'œil bleu du fer. Sa dureté peut aller depuis la mollesse du fer jusqu'à rayer le verre. Sa ductilité est aussi très-variable. Par la trempe, on peut le rendre cassant comme le verre, et en le faisant rougir, on peut lui restituer sa ductilité. On peut le rendre plus élastique et plus sonore que le fer.

Plus l'*acier* est dur, plus sa cassure est d'un grain fin et uniforme. Sa pesanteur spécifique surpasse celle du fer en barres. Selon Rinmann, elle est de 7,795, et celle de l'*acier* de fonte de 7,919. Il s'aimante plus difficilement; mais il conserve plus long-temps que le fer son magnétisme; il s'oxide plus lentement que le fer ductile.

A une température de 130 degrés du pyromètre de Wedgwood, il entre en fusion. L'*acier* acquiert au feu des nuances plus vives que le fer. Lorsqu'on le chauffe avec le contact de l'air, à 420 deg. Fahr., il devient jaune de paille, puis jaune foncé, et ensuite pourpre; à 540 deg. Fahr.; il devient violet, bleu foncé et bleu clair. A la chaleur rouge, toutes ces nuances disparoissent. Ces nuances variées proviennent de l'oxidation: l'*acier* paroît à travers cette couche mince, et occasionne ces différentes couleurs.

La trempe de l'*acier* s'obtient en le plongeant rouge dans l'eau froide. Plus l'*acier* est rouge et l'eau froide, plus l'*acier* acquiert de dureté. L'urine ne le rend pas plus dur que les autres liquides; tout dépend de la différence de température. Lorsqu'on chauffe l'*acier* jusqu'à ce qu'il devienne jaune, rouge, violet ou bleu, il est trop dur pour être employé à différents usages; si on le fait rougir et refroidir lentement, il est trop mou.

Quelques gouttes d'acide nitrique étendu, occasionnent sur l'*acier* une tache noire provenant du charbon; tandis que ce même acide produit sur le fer une tache d'un vert blanchâtre. Ce caractère sert à différencier l'*acier* du fer.

L'*acier* est d'après les expériences de Bergmann, Vandermonde, Monge et Berthollet, une combinaison du fer avec le carbone. Clouet et Makenzie ont fait voir que le carbone y est à l'état de pureté. D'après Vauquelin l'*acier* contient $\frac{1}{140}$ de carbone, et d'après Clouet $\frac{1}{32}$. La proportion du dernier est évidemment trop grande.

Vauquelin a trouvé dans l'*acier* du phosphore, dont il estime la quantité à peu près à la moitié du carbone. L'*acier* renferme souvent quelques traces de silice et de manganèse; il faut cependant regarder ces mélanges comme accessoires. Gazeran prétend que le manganèse fait partie essentielle de l'*acier*, et qu'il influe sur sa bonté.

La fonte qui donne le meilleur *acier* contient 0,4 à 5 de manganèse, et l'*acier* qui en résulte en retient 0,2. Vauquelin a retiré de l'*acier* naturel d'une excellente qualité, fer 96,84, manganèse 2,16, charbon 1,00. Dans 4 espèces d'*acier* de fonte, il n'a pas trouvé de manganèse.

Quelques minérais de fer donnent de l'*acier* par la simple fusion, comme le fer spathique. Le carbone de l'acide carbonique se combine avec le fer, tandis que l'oxigène est dégagé; c'est ce qu'on appelle *acier naturel*.

L'*acier fondu* se prépare avec la *fonte grise*. En Styrie on fait fondre la mine grillée dans un fourneau particulier, et on sépare l'*acier* du fer; on fait fondre cet *acier* de nouveau à la forge avec de la poussière de charbon et des scories, et on en frappe des morceaux carrés.

Les fers qui contiennent un peu de manganèse sont surtout propres à la fabrication de l'*acier*.

Cet *acier* sert à faire des instruments durs comme marteaux, vrilles, burins, etc. Pour acquérir la dureté et l'élasticité nécessaires, il faut qu'il soit corroyé. A cet effet on le plonge dans l'eau froide lorsqu'il est bien rouge; on le casse en morceaux, on le mêle avec du charbon, et on l'expose à une chaleur blanche, ce que l'on appelle *recuit*.

On forge alors les morceaux sous un grand marteau qui pèse plusieurs quintaux, en bandes de 2 pouces de largeur, et ½ pouce d'épaisseur, qu'on trempe de suite dans l'eau froide. On casse les bandes en morceaux d'un pied de long; on en range 12 à 15 parallèlement les unes à côté des autres; on les prend d'un bout avec une tenaille; on les fait chauffer à l'extrémité de manière qu'elles fondent légèrement.

On forge ensuite le tout sous le grand marteau pour en faire une barre de 4 pieds de long.

L'*acier* de cémentation se prépare en faisant fondre du fer forgé avec du charbon. On le fabrique à Newkastel de la manière suivante.

On prend le meilleur fer en barres de 3 pouces de largeur et de 6 lignes d'épaisseur : ces barres sont aussi longues que les caisses de cémentation; celles de Newkastel ont 10 pieds de long sur 2 de large, et autant

de hauteur. Les caisses sont faites de terres sablonneuses liées par l'argile. On commence par y mettre une couche de charbon en poudre légèrement humecté, que l'on couvre d'une couche de barres de fer, et ainsi de suite; on finit par une couche de charbon sur laquelle on met encore du sable humecté. On fait rougir les caisses pendant 5 à 6 jours dans un fourneau à feu nu. Dans quelques fabriques, où les ouvriers n'ont pas la pratique nécessaire, on fait une petite ouverture dans le fourneau qui correspond à une autre de la caisse, par-là on enlève de temps en temps un échantillon, et on juge si l'opération avance.

Lorsque tout est converti en *acier*, on abat la face antérieure du fourneau, on ôte le feu et au bout d'une semaine on peut enlever l'*acier*.

Dans cet état on l'appelle *acier boursoufflé*, en raison des bulles qui se trouvent à la surface.

Dans les environs de Scheffield on forge cet *acier* par des marteaux qui sont mus par l'eau; on en forme des lames carrées de 7 à 8 lignes de large et de haut; on les laisse refroidir à l'air sans les plonger dans l'eau. On l'appelle *acier trempé*, et on le distingue de l'*acier forgé*, qui a été travaillé par un marteau à main. Le dernier se nomme *acier fondu* (*slit steel*). On trouve ces trois espèces sous toutes les dimensions.

Réaumur donne la composition suivante pour la poudre de cémentation:

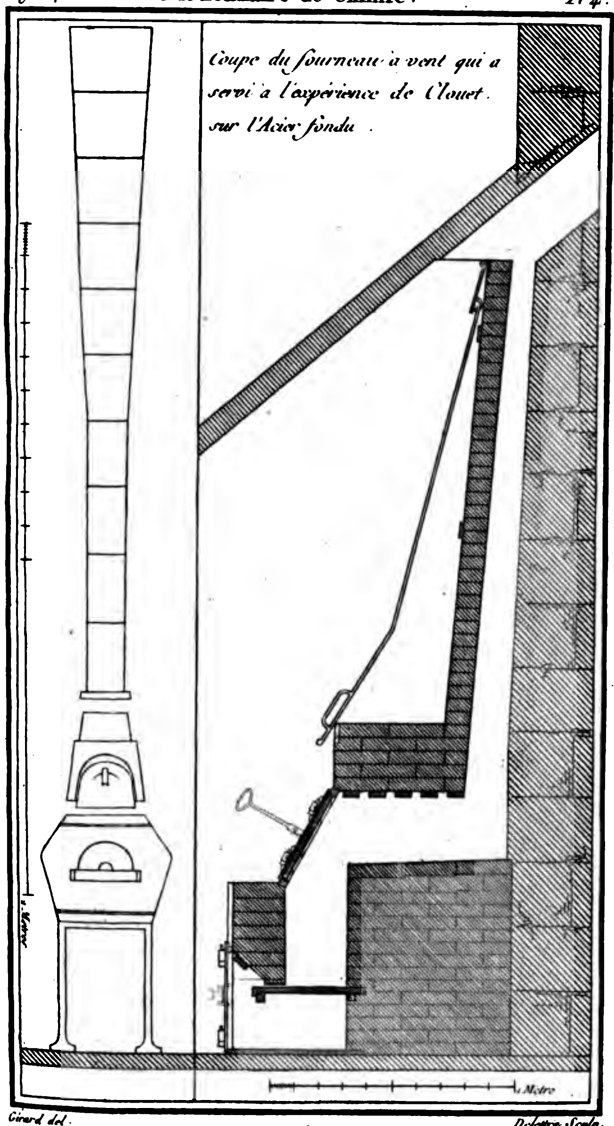
Suie 16 parties; charbon et cendre, 8 parties de chaque et 6 parties de sel marin; le charbon est au reste la substance essentielle.

Clouet prépare l'*acier* en faisant fondre dans un creuset un mélange de 20 onces de fer coupé avec un mélange de 6 onces de carbonate de chaux, et autant de matière de creuset. L'acide carbonique se décompose; son oxigène se porte sur une partie de fer, et le carbone forme l'acier avec l'autre partie du fer (Journal des Mines, t. 7) (1).

---

(1) FOURNEAU *à vent qui a servi à l'expérience de M. Clouet.*

Le fourneau est construit en briques; son foyer est un espace carré de 25 centimètres de chaque face intérieure, de 45 de hauteur, terminé en bas par une grille composée de sept barreaux carrés de 27 millimètres, et élevée de 25 centimètres au-dessus du sol du cendrier. Le



Girard del. Delettre Sculp.

Mushet, qui a répété cette expérience, a trouvé que le fer qui avoit été fondu, prenoit un autre aspect et une contexture différente, mais qu'il ne se convertissoit pas en *acier*. (Phil. Magaz., XII, 27.)

L'*acier* de fonte est préféré à tous les autres ; le choix des matériaux entre pour beaucoup dans sa qualité. On prend le meilleur *acier* boursoufflé provenant du fer de Suède ; on le fait fondre avec une addition de verre (exempt de plomb et d'arsenic) et de charbon ; on le fait couler dans des formes qui sont enfoncées perpendiculairement dans la terre.

Selon Mushet, l'*acier* de fonte contient plus de carbone que l'*acier* ordinaire ; il est susceptible du plus beau poli, sa fusibilité surpasse celle des autres *aciers*. On l'emploie pour les instruments de chirurgie.

En 1750, Huntsmann de Scheffield a fait le premier de l'*acier* de fonte ; sa fabrique a toujours conservé une grande renommée.

L'*acier* d'Angleterre est ordinairement préféré. Les Anglais ne se servent que du meilleur fer de Suède ou de Russie ; ils ne laissent pas éteindre le feu dans le fourneau de cémentation jusqu'à ce que toute la masse soit convertie en *acier*. En observant ces deux points, on peut faire le meilleur *acier* dans tous les pays.

Dans beaucoup de cas il suffit de convertir la surface du fer en *acier*. A cet effet, on dispose les objets polis dans la caisse à cémentation avec du charbon, et on donne seulement une chaleur rouge sans soufflet et sans courant d'air. Le fer acquiert une couche d'acier d'une ligne d'épaisseur.

Les substances animales paroissent contribuer à lui donner de la dureté. Selon Réaumur un mélange de crotte

---

foyer est surmonté d'une chape de fer posée à la charnière, inclinée en arrière d'environ 25 degrés.

Le tuyau qui termine ce fourneau est également construit en briques ; il commence au-dessus de l'ouverture de la chape ; il forme d'abord un carré de 25 centimètres de chaque face intérieure, qui se rétrécit en montant ; de sorte qu'à l'extrémité il n'en a plus que 20 ; ce tuyau s'élève en s'inclinant contre le mur, à 13 décimètres de hauteur ; là, il s'abouche dans une grande cheminée élevée d'environ 15 mètres, dont la largeur excédante se ferme par une trape jouant à crémaillère, lorsque le fourneau est en travail. (*Note des Traducteurs.*)

de pigeon, de muriate d'ammoniaque, de sel marin humecté d'urine, rend le fer très-dur. Rinmann y ajoute encore un peu de nitre.

L'*acier* de Damas est très-recherché pour les lames de sabre, etc.

On a imité l'*acier* de Damas en mettant 8 plaques d'*acier*, 5 de fer mou, 4 de fer cassant de 1 à 2 pieds de long, d'un pouce d'épaisseur et autant de largeur les uns sur les autres dans l'ordre suivant :

1° Une plaque de fer mou ; 2° une plaque d'*acier ;* 3° du fer cassant ; 4° de l'*acier ;* 5° du fer mou ; 6° de l'*acier ;* 7° du fer cassant ; 8° de l'*acier ;* 9° du fer mou ; 10° de l'*acier ;* 11° du fer cassant ; 12° de l'*acier ;* 13° du fer mou ; 14° de l'*acier ;* 15° du fer cassant ; 16° de l'*acier ;* 17° du fer mou.

On fait rougir ce faisceau de plaques ; on le forge, et on l'expose à une chaleur blanche : on le tourne ensuite à l'aide d'un étau. On en fait des lames de 3 à 4 lignes d'épaisseur, et de 8 à 9 lignes de largeur ; et on les fend en 2 parties égales. Entre ces deux lames, on met une lame du meilleur *acier* de Styrie, et on les forge ensemble. La partie du milieu donne le tranchant de la lame.

Lorsqu'on traite l'*acier* de Damas par l'acide nitrique très-foible, il se forme à la surface plusieurs nuances qu'on appelle fleurs de Damas. Rinmann a proposé la composition suivante : eau 1 livre et demie, acide nitrique 1 once, sulfate de cuivre 2 gros, muriate d'ammoniaque une demi-once. On plonge l'*acier* dans ce liquide jusqu'à ce que les nuances paroissent, et on lui donne alors le poli.

Voyez *Rinmann*, Histoire du fer (en allemand); L'Art de convertir le fer forgé en *acier*, par Réaumur, Paris 1770 ; *Perret*, Mémoire sur l'*acier ;* Avis aux ouvriers en fer sur la fabrication de l'*acier*, par Vandermonde, Berthollet et Monge (Journal de Physique, t. 43).

ACTINOTE. Actinotes. *Strahlstein.*

Karsten distingue dans ses tableaux les variétés suivantes de l'*actinote*. *Actinote* asbestoïde, — commun, — conchoïde, — vitré et granulé.

L'*actinote asbestoïde* est d'un vert de pistache, qui passe tantôt au bleu de smalt, tantôt au vert d'olive.

On le trouve en masse et disséminé. Son intérieur a un foible éclat nacré; sa cassure tient le milieu entre le fibreux et le strié. Les fibres sont réunies en faisceaux, qui sont parallèles ou divergents.

Les fragments sont plus ou moins anguleux; les pièces séparées sont d'un gros grain, opaques, molles, faciles à casser, d'une pesanteur spécifique de 2,579 jusqu'à 2,809. On le trouve en Autriche, dans le Bannat, au Tyrol, à Bayreuth, etc. Karsten met au rang de l'*actinote* le byssolite de Haüy. *Voyez* AMIANTHOÏDE.

L'*actinote commun* est d'un vert de poireau plus ou moins foncé. On le trouve compacte et cristallisé. Les cristaux sont des prismes à 4 faces, dont les bords latéraux sont plus ou moins tronqués : les arêtes terminales et les angles sont aussi quelquefois tronqués.

Les cristaux sont plus ou moins longs, souvent aciculaires. Les faces latérales sont ou lisses ou striées en long; l'extérieur a beaucoup d'éclat, qui tient le milieu entre l'éclat nacré et celui de verre, tandis que l'intérieur est peu éclatant. La cassure est rayonnée, quelquefois lamelleuse, d'un clivage double; les fragments sont écailleux ou indéterminés. L'*actinote* en masse est translucide sur les bords; celui qui est cristallisé est demi-transparent et transparent, demi-dur, aigre, d'une pesanteur spécifique de 2,994 à 3,293.

D'après Bergmann il contient :

Silice	64
Magnésie . . .	20
Chaux	9,30
Alumine . . .	2,70
Oxide de fer . .	4
	100

Karsten range parmi l'*actinote conchoïde* les belles cristallisations de Zillerthal, qui se distinguent de l'*actinote* commun et vitreux par leur rayon transversal; sa pesanteur spécifique est selon Kirwan de 3,017 à 3,443.

L'*actinote vitreux* est d'un vert plus ou moins clair, en masse et en cristaux minces, longs, aciculaires ; l'intérieur est plus ou moins éclatant ; la cassure est en partie rayonnée et en partie fibreuse.

Les fragments sont indéterminés et à bords tranchants ; il est translucide, demi-dur, très-aigre et fragile, rude au toucher, d'une pesanteur spécifique de 3,175.

D'après Laugier il est composé de

Silice.	50
Magnésie . . .	19
Chaux	9,75
Alumine . . .	0,75
Oxide de fer . .	11
— de chrôme . .	3
— de manganèse .	0,50
Potasse	0,50
Eau	5
	99,50

On le trouve dans la Haute-Hongrie, en Transylvanie, en Suisse, en Saxe, en France, etc.

L'*actinote granulé* est d'un vert de pré, et a l'éclat du verre. Sa cassure principale est lamelleuse, et la cassure transversale est inégale. Les fragments sont en gros grains et à grains fins. Il est demi-dur et aigre à un haut degré. Quelques personnes ont pris ce fossile pour une émeraude. On le trouve à Teinach dans la Pacher-Alpe, près de Masbourg dans la Basse-Styrie.

ADIPOCIRE. Materia adipo-cirosa. *Fettwachs.*

Le nom d'*adipocire* (adeps et cire) a été donné par Fourcroy à une substance qu'il a découverte, en 1786, dans une analyse d'un morceau de foie d'homme, qui avoit resté à l'air pendant 10 ans dans le laboratoire de Poultier de la Salle.

Dans la même année, Fourcroy observa lors de la démolition du cimetière des *Innocents*, à Paris, que dans certaines circonstances, les substances animales enfouies dans la terre étoient converties en grande partie en cette

matière; ce qu'on verra plus en détail à l'article PUTRÉFACTION.

Dans les cadavres, cette substance grasse est combinée en différentes proportions avec l'ammoniaque, ce qui forme une espèce de savon. A une température un peu élevée de l'atmosphère, la substance se décompose à l'air; on trouve dans le composé savonneux des lames transparentes qui sont la substance grasse. Isolée on peut les séparer aussi par les acides; Fourcroy s'est servi de ce moyen pour connoître ses propriétés.

Lorsque l'*adipocire* est séparé par les acides, il est combiné avec une plus ou moins grande quantité d'eau prise dans l'acide ou dans le savon. De-là il acquiert une couleur blanche plus ou moins forte, un tissu granuleux et une pesanteur spécifique plus petite. On peut lui enlever une partie d'eau en le faisant fondre, ou bien en l'exposant à l'air après l'avoir coupé en petits morceaux, et après avoir été séché on le fait fondre encore une fois; sa couleur est alors plus ou moins blanche, et il perd le tissu granuleux.

Les acides employés à sa séparation ont de l'influence en raison de leur force. L'acide sulfurique concentré lui communique une couleur noirâtre en mettant à nu une partie de carbone. L'acide nitrique le rend d'un jaune citron qui résiste long-temps à l'action de la lumière et de l'air. Les acides muriatique et acétique le séparent sans altérer sa couleur blanche. Si l'on veut avoir l'*adipocire* de la plus grande blancheur possible, il faut étendre le composé savonneux avec 12 parties d'eau chaude, et le décomposer ensuite par un acide. La blancheur lui reste autant qu'il contient de l'acide; après l'avoir perdu, il devient brunâtre ou d'un gris jaunâtre. L'acide muriatique oxigéné donne une belle couleur blanche à l'*adipocire* bruni; mis 60 jours en contact avec cette substance, il repasse au jaune sale après avoir été fondu.

Les propriétés de cette substance sont, lorsqu'elle contient de l'eau, d'avoir un tissu granuleux et d'être douce au toucher. Pressée entre les doigts, il s'en sépare des grains; mais la chaleur de la main la rend flexible. Privée d'eau, elle acquiert, après la fusion et un refroidissement

lent, un tissu lamelleux, cristallin, semblable au spermaceti; lorsqu'on la fait refroidir promptement, elle a un grain serré et ressemble, dans son extérieur, à la cire. Fourcroy la trouve cependant plus analogue au spermaceti qu'à la cire. Elle n'est pas si dure que celle-ci; elle est plutôt molle et grasse comme le spermaceti, aussi est-elle plus lamelleuse et plus brillante.

L'*adipocire* fond au reste à une température plus basse que le spermaceti. Le premier entre en fusion à 127 degrés Fahr., 52,78 centig., selon Bostock à 92 degrés, 33 centig., tandis que le spermaceti fond, selon Bostock, à 112 degrés, 44 centig. : aussi coagule-t-il plus promptement après la fusion que le spermaceti. Suffisamment lavé et purifié, il est sans odeur; tandis que le spermaceti a toujours une odeur particulière.

L'alcool dissout, à la température moyenne, une petite quantité d'*adipocire*, et, à l'aide de la chaleur, une plus grande quantité. L'alcool bouillant prend, selon Fourcroy, presque son poids de la substance; après le refroidissement, il s'en dépose $\frac{2}{3}$ ou $\frac{3}{4}$. Il y a probablement une différence dans la nature chimique de l'*adipocire*, suivant les circonstances où il s'est formé. Bostock trouve considérable la quantité d'alcool pour dissoudre l'*adipocire*, mais moindre que celle donnée par Fourcroy. Par le refroidissement, la plus grande partie se dépose et le reste peut être séparé par l'eau. L'*adipocire* devient presqu'entièrement blanc par cette opération, tandis que l'alcool prend une couleur d'un jaune foncé.

L'éther dissout à froid très-peu d'*adipocire*; lorsqu'il est bouillant il en prend à peu près le quart de son poids, d'où la plus grande partie se dépose par le refroidissement. L'*adipocire*, ainsi précipité, est presque blanc, tandis que l'éther a une couleur d'un vert jaunâtre.

Les alcalis caustiques et l'ammoniaque forment avec l'*adipocire*, à l'aide de la chaleur, une émulsion savonneuse d'un brun rougeâtre, miscible à l'eau sans être décomposée. Elle est peu soluble dans l'ammoniaque, sans le secours de la chaleur.

Gibbes (Philos. Transact., 1794, p. 169, et 1795, p. 239; et *Gren*, Journal, t. 1, p. 126, et t. 3, p. 436)

a converti la chair de bœuf maigre en cette substance, en la renfermant dans une boîte trouée, placée dans une rivière de sorte que la chair fût exposée continuellement à l'action de l'eau qui se renouvelle sans cesse.

La chair subit le même changement en la laissant séjourner des années dans l'acide nitrique très-étendu. Cette remarque avoit déjà été faite par Berthollet lorsqu'il traita des substances animales par l'acide nitrique pour les convertir en acide oxalique.

Une substance semblable se forme dans le corps humain. Poulletier, en analysant des calculs biliaires, en fit dissoudre quelques-uns dans l'alcool. Il sépara de la dissolution une matière brillante lamelleuse, semblable à l'acide boracique, que Fourcroy trouva analogue à l'*adipocire*; on ne la rencontre pas dans tous les calculs biliaires, mais seulement dans une certaine espèce.

La substance dans les calculs analogues à l'*adipocire* est très-fusible et inflammable; elle ne se ramollit pas dans l'eau bouillante. L'alcool froid y a peu d'action, tandis que l'alcool bouillant la dissout avec facilité. Selon Fourcroy, cette substance exige 19 parties d'alcool pour être dissoute; selon Bostock, il en faut au moins 30 parties. A mesure que la dissolution refroidit, il s'en dépose de petits grains brillants mêlés de lames minces.

L'éther dissout lentement cette substance; à l'aide de la chaleur la dissolution est plus rapide; la plus grande partie s'en précipite par le refroidissement; évaporée promptement, la substance se dépose sur les parois en forme de cristaux rayonnés. L'huile de térébenthine bouillante paroît n'en dissoudre qu'une petite quantité. La potasse caustique forme avec elle un composé savonneux. L'ammoniaque a peu d'action sur elle.

L'acide nitrique agit rapidement sur cette substance, surtout à l'aide de la chaleur. Il se dégage du gaz nitreux; une partie reste en dissolution, et l'on peut en précipiter par l'eau. La plus grande quantité s'élève cependant par le refroidissement du liquide en forme de gouttes d'huile à la surface, qui se solidifient.

Par ce moyen, la forme cristalline de cette substance est détruite, et sa consistance est semblable à une résine.

L'eau ne la dissout point dans cet état, mais paroît la rendre plus friable. L'alcool la dissout à une chaleur moyenne, et l'eau l'en précipite sous la forme d'une poudre grise ; l'éther la dissout rapidement, et en est séparé par l'eau en forme de goutte d'huile. La dissolution évaporée ne donne pas de cristaux ; la potasse caustique la dissout très-facilement ; la dissolution a une couleur d'un brun rougeâtre. Elle n'est point précipitée par l'eau, mais l'acide sulfurique en sépare une poudre grise. L'ammoniaque agit à peu près de la même manière, et son action paroît être encore plus forte. Cette dissolution est également brune, rougeâtre, mais le précipite par l'acide sulfurique est d'un jaune brillant.

Dans la bile, dans l'ambre et dans d'autres substances animales se trouve une matière analogue à l'*adipocire*. La cervelle est surtout très-disposée à se convertir en *adipocire*, quoique conservée dans l'alcool.

Dans la famille d'*adipocire*, il faut encore classer le spermaceti ; on le trouve dans le creux de la tête de plusieurs espèces de cachalot, et surtout du *physeter macrocephalus*. Il se sépare aussi de l'huile de baleine et d'autres poissons par le repos.

Pour purifier le blanc de baleine, on l'introduit dans un sac de laine, et on laisse égoutter le liquide brun huileux ; on l'exprime ensuite pour écarter les dernières parties d'huile, tandis que, par une lessive, on dissout les parties moins liquides ; alors on le fond, et on passe au travers d'un tamis de crin.

Le spermaceti purifié a une belle couleur blanche. Il est ordinairement en petites écailles, d'un tissu cristallin qui le caractérise principalement. A une température élevée, il se fond. Fourcroy dit qu'il se fond à 98 degrés, 36 centig. ; Nicholson, à 133 degrés, 56 centig., et Bostock à 112 degrés, 144 centig.

Chauffé dans un vaisseau distillatoire, il passe dans le récipient sans être très-altéré. Par des distillations répétées, il perd son état concret, se change en une huile liquide, et se décompose enfin. Dans cette opération, il se comporte, à peu de chose près, comme la graisse.

L'alcool ne dissout qu'une petite quantité de sper-

maceti ; il faut 150 parties d'alcool bouillant pour dissoudre une de spermaceti ; après le refroidissement tout se précipite. L'éther chaud le dissout promptement ; mais il se sépare à mesure qu'il se refroidit, en une masse cristalline. L'huile de térébenthine chaude dissout également le spermaceti, et il se dépose par le refroidissement.

Le spermaceti se combine facilement avec la potasse caustique ; ce composé est entièrement soluble dans l'eau chaude. A la température ordinaire, l'ammoniaque ne paroît pas agir sur le spermaceti ; mais à l'aide de l'ébullition, elle s'y combine, forme une émulsion qui ne se décompose pas par le refroidissement, ni par l'addition de l'eau. Un acide le précipite sur-le-champ. Les acides minéraux ne présentent rien de remarquable dans leur action sur le spermaceti.

Les huiles grasses et volatiles dissolvent le spermaceti.

Exposé à l'air, il devient à la longue jaune et rance. Il dissout le soufre.

Si l'on projette dans du spermaceti fondu un morceau de caoutchou, il se dissout et forme un composé propre à luter les vaisseaux.

On fait des chandelles avec le spermaceti. En Angleterre, on emploie l'*adipocire* artificiel pour cet objet ; mais on n'a pu réussir en France, ne pouvant pas lui enlever entièrement l'ammoniaque, et lui donner la solidité nécessaire.

Voyez *Fourcroy*, Annal. de Chim., t. 5, p. 154 ; t. 8, p. 17 ; *Thouret*, Hist. de la Soc. roy. de Médec., à Paris, 1786, p. 238 ; *John Bostock*, Journ. de Nicholson.

Quoiqu'on ne puisse pas nier que toutes ces substances aient plusieurs propriétés communes, il n'est pas moins vrai qu'elles diffèrent dans leur nature chimique. Elles renferment probablement les mêmes principes, mais dans des proportions diverses et plus ou moins combinées. L'*adipocire* qui se forme dans les cadavres n'est peut-être pas toujours de la même nature, et offre des modifications variées.

ADULAIRE. Adularia Pini. *Adularia*.

Ce fossile, qu'on appelle aussi *pierre de lune*, et qui

appartient au feldspath, a été découvert par le professeur Pini. On le trouve à Ceylan, en Suisse, au Feldberg, sur la cime la plus élevée du mont Taurus; on le rencontre aussi près de Francfort sur le Mein, etc. Il est presque éclatant, transparent, approchant du demi-transparent. Il donne de fortes étincelles par le choc de l'acier. Sa pesanteur spécifique est de 2,559. Sa couleur est blanche, quelquefois avec une nuance de jaune, vert et rouge; la surface montre dans quelques fragments une nuance de gorge de pigeon. Vauquelin a trouvé dans 100 parties d'*adulaire*,

Silice	64
Alumine . . .	20
Potasse. . . .	14
Chaux	2
	100

AÉROLITHES. Ærolithæ. *Meteormassen.*

Un des phénomènes les plus remarquables que la nature nous offre, est sans contredit la chute des masses pierreuses qui tombent de l'air. Après tant de témoignages rapportés par les auteurs anciens et modernes, qui constatent la vérité de ce fait, il seroit inutile de vouloir citer encore d'autres preuves.

La plupart de ces pierres tombées de l'atmosphère sont précédées par des phénomènes de globes de feu ou des météores ignés. Ces météores se brisent ordinairement avec un bruit semblable au tonnerre, et tombent ensuite sur la terre en masses dures de différentes grosseurs. Quelquefois les masses tombées continuent de luire jusqu'à ce qu'elles aient pénétré dans la terre. Le plus souvent la lumière disparoît immédiatement après l'explosion. Izarn a fait une table des matières tombées jusqu'en 1803, dans laquelle il cite les substances, l'endroit de leur chute, et les personnes qui ont déposé des témoignages à ce sujet.

Les masses tombées sont au premier abord presque toujours chaudes. Ordinairement elles s'enfoncent à une certaine profondeur dans la terre. Leur poids varie de quelques onces jusqu'à plusieurs quintaux. Elles sont ordi-

nairement rondes et couvertes d'une croûte noire. Elles ont quelquefois une forte odeur de soufre.

Les *aérolithes* se distinguent de toute autre pierre. Ils se ressemblent entre eux par la composition chimique, à de petites différences près, n'importe le pays où ils sont tombés.

On peut diviser les *aérolithes* en trois classes : *aérolithes* ou pierres météoriques proprement dites, en masse d'un gris-cendré, composée de silice, de magnésie, d'oxide de fer et de nickel, de soufre : on y trouve disséminés des grains de fer natif combiné avec du nickel.

Dans cette classe se trouvent :

Les *aérolithes* tombés le 16 juin 1794, près de Siena en Toscane. Ils avoient une pesanteur spécifique de 3,340 à 3,400. Ils ont été analysés par Klaproth.

Fer natif	2,25
Nickel	0,60
Oxide noir de fer	25,00
Magnésie	22,50
Silice	44
Oxide de manganèse	0,25
Soufre, nickel et perte	5,40
	100

Klaproth trouva les mêmes principes, mais dans d'autres proportions, dans les *aérolithes* du pays d'Aichstadt; Fourcroy et Vauquelin dans ceux de l'Aigle, en France, en 1803; et Howard dans ceux de Benars, aux Indes orientales, et dans ceux de Yorkshire.

Proust ne trouva pas de nickel dans les parties terreuses des *aérolithes*, mais seulement dans les grains métalliques; il trouva aussi des traces de chaux.

Thenard trouva dans l'*aérolithe* tombé le 15 mai 1806, à Valence, outre les substances citées ci-dessus, 2,5 de charbon, 0,1 d'oxide de chrôme, et une quantité considérable d'eau.

La présence du chrôme a été découverte par Laugier, en traitant un *aérolithe* tombé en 1663, à Vérone, par la

potasse. L'analyse d'autres météores a confirmé cette découverte.

La seconde division des *aérolithes* consiste en fer natif coralliforme, dont les espaces ronds, cellulaires, remplissent des grains jaunâtres, semblables aux olives. La fameuse masse de fer trouvée par Pallas à Jénisei, et celle trouvée par Eibenstock en Saxe, et à Tabor en Bohême, appartient à cette classe. La masse de fer semblable à l'olivine trouvée par Pallas, est composée, d'après Klaproth, de

Silice	41
Magnésie	38,50
Oxide de fer attirable. .	18,50
	98

Howard a analysé la substance contenue dans les *aérolithes* de Benares; il y trouva les principes suivants :

Silice	50,0
Magnésie	15,0
Oxide de fer.	34,0
Oxide de nickel. . . .	2,5
	101,5

La troisième division des *aérolithes* est celle qui consiste en métal natif, sans mélange pierreux. Il en est tombé en 1751, le 26 mai, à Hraschina, près d'Agram en Croatie. Cette masse est composée, d'après Klaproth, de

Fer natif.	96,50
Nickel.	3,50
	100,00

Proust a trouvé que la masse métallique analysée par Rubin de Célis, étoit également composée de fer et de nickel. Cette masse pesoit 30,000 livres. Cet *aérolithe* étoit tombé dans la province d'Amérique méridionale de Chaca Gualamba.

Une masse semblable, compacte, de fer natif, de plu-

sieurs milliers de livres, trouvée à Durango en Mexico, au milieu d'une plaine très-étendue (dont Humboldt a rapporté des échantillons), a donné par l'analyse à Klaproth :

Fer natif	96,75
Nickel.	3,25
	100

Smithson Tennant trouva dans une masse de 6 pouces de long, 4 ½ pouces de large, et 2 pouces d'épaisseur, provenant du cap de Bonne-Espérance, tombée des nuages, du nickel et du fer, dans les proportions de 1 à 10. Le traitement des acides lui fit découvrir la présence du graphite.

Howard trouva dans la pyrite contenue dans les *aérolithes*,

Soufre.	2,0
Fer.	10,5
Nickel.	1,0
Terres et substances étrangères	2,0
	15,5

D'après l'expérience, Howard déclare la croûte noire qui entoure les météores, pour de l'oxide de fer en grande partie.

Il ne manque pas d'hypothèses pour la formation des *aérolithes*, mais il manque d'explications satisfaisantes. Presque tous les physiciens pensent que les fragments sont des globes de feu brisés; mais leur formation reste toujours à expliquer. On présumoit d'abord que ces masses étoient projetées par des volcans ; mais l'éloignement considérable de ces volcans, et la remarque que les produits volcaniques ne contenoient pas des masses semblables à celles-ci, ont fait abandonner cette opinion.

Chladni prétend que les météores appelés *globes de feu* ne se forment ni sur la terre ni dans l'atmosphère, mais qu'ils ont une origine cosmique, et nous viennent de l'espace étendu du ciel. Il cite à l'appui de son opinion, leur forme, la hauteur, la marche, la vitesse du mouvement, etc.

La masse ferrugineuse trouvée par Pallas en Sibérie, comme les substances d'une nature semblable sont, selon lui, des fragments de globes de feu éclatés, dont les débris tombent sur notre terre, cette assertion est entièrement dépourvue de preuves directes. (*Voyez* l'ouvrage de Chladni sur l'origine des *aérolithes*. Leipsic, 1794.)

Laplace pense que les masses météoriques peuvent être des produits volcaniques de la lune; il a annoncé les conditions d'après lesquelles cela peut avoir lieu. Mais aucun phénomène ne nous garantit la réalité de cette hypothèse. Les apparitions du feu que montrent ces masses, leur brisement près de la terre, la vitesse de leur mouvement horizontal, ne sont pas bien d'accord avec cette opinion.

D'après une autre hypothèse, ces concrétions se forment dans l'atmosphère ; aussi ne rencontre-t-on pas ces composés sur la terre : on y trouve cependant les éléments dont ils sont composés. Ainsi, rien ne s'oppose à l'origine terrestre de ces météores. Comme tous les corps peuvent être gazéifiés, il faudroit adopter qu'ils s'élèvent dans cet état dans l'air, qu'ils y voltigent jusqu'à ce qu'ils prennent l'état concret. La grande pesanteur spécifique des matières paroît être contraire à cette hypothèse. Les expériences de Saussure, si elles se confirmoient, leveroient une grande partie de ces difficultés. D'après ses recherches, la pesanteur spécifique des vapeurs élastiques à une température égale, paroît en rapport avec la volatilité des liquides dont on les a obtenus. Les corps volatiles produisent, sous des circonstances favorables, les vapeurs élastiques les plus pesantes, et à une température égale, l'eau est moins volatile que l'alcool, et celui-ci l'est moins que l'éther. La vapeur de l'eau est cependant plus légère que celle de l'alcool, et celle de l'alcool est plus légère que la vapeur d'éther. Si les vapeurs qui s'élèvent de la terre se rangent selon les pesanteurs spécifiques, celles provenant des corps moins volatiles, comme des terres et des métaux, seroient celles qui formeroient les couches supérieures de l'atmosphère. De-là on pourroit concevoir que dans les régions les plus élevées de l'atmosphère, les éléments d'où sont composés les *aérolithes*, s'y trouvent en

état de vapeurs, et que, par l'abandon de cet état, elles deviendroient concrètes.

Quelqu'attention qu'on fasse à cette hypothèse, il n'est pas moins vrai qu'il y a des obstacles insurmontables à vaincre.

On trouve une notice très-remarquable sur les *aérolithes*, dans l'ouvrage d'un Persan, Kazwini, qui est mort en 1275. Il écrivit un ouvrage en langue arabe, sous le titre : *Adschaibel Macklûkat* (Miracles de la Création), qui embrasse toutes les parties de la physique et de la cosmologie. Il dit : *La pierre se forme aussi dans l'air de parties de fumée qui deviennent pierre. Sous l'éclair accompagné de tonnerre, ces pierres, d'une nature ferrugineuse et cuivreuse, tombent sur la terre.*

Le professeur Ideler, qui s'occupe actuellement d'une traduction de l'ouvrage de Kazwini, d'un *Code de la Bibliothèque royale*, fixa son attention sur ce passage de Beigel de Dresde, qu'il avoit trouvé dans la Chrestamathie arabe, de Sylvestre de Sacy. Beigel remarque qu'on avoit pris le nickel, à cause de son oxide vert, pour du cuivre. Ideler ajoute que si l'on suppléoit, dans les paroles de Kazwini, le mot *fumée* à celui de *gaz*, et celui de *cuivre* au *nickel*, la notice écrite, il y a cinq cent cinquante ans, seroit conforme à notre langage et aux expériences les plus modernes.

AFFINAGE. *Voyez* COUPELLATION.

AFFINITÉ, ATTRACTION CHIMIQUE. Affinitas, Attractio. *Verwandschaft.*

Dans la plupart des connoissances humaines, la découverte des lois est le résultat d'une série de faits. C'est ainsi que les anciens ont eu souvent l'occasion de remarquer qu'un corps abandonné à lui-même, tomboit sur la terre sans qu'on pût deviner la cause qui produit cet effet. Newton démontra le premier que cela étoit dû à l'attraction de la matière en général, que la pierre tomboit en raison de la même force que celle qui sollicite la lune dans sa course autour de la terre, et les planètes et les comètes autour du soleil.

Par cette même force, Bouguer reconnut près du Chimborasso que le plomb s'éloignoit de la ligne perpendiculaire, ce qui a été aussi remarqué par Maskelyne, près de la montagne de Shehallien en Écosse ; et Cavendish vit le bras d'une balance très-sensible et construite sur le modèle de celle dont Coulomb s'est servi pour ses expériences magnétiques, trébucher à l'approche d'une grande masse de plomb.

La cause de l'*attraction* est absolument inconnue. L'expérience nous a fait voir qu'à des distances égales, l'action de la force est proportionnelle à la masse ; elle peut donc être considérée comme une force de masses. Comme cette force agit sans interruption d'une manière uniformément accélérée, il faut qu'elle attire les corps en raison inverse du carré de la distance.

La force par laquelle les corps homogènes s'attirent, appelée vulgairement force de *cohésion*, doit être distinguée de celle des masses ; elle diminue avec une rapidité étonnante, et n'est plus appréciable à une petite distance. La masse n'influe pas sur la cohésion ; car lorsqu'on détache un petit morceau d'un quintal de granit, les parties du morceau détaché font encore autant de résistance à la division que la masse totale.

L'adhérence de deux plaques de marbre ou de verre polies peut être regardée comme une action de cette force ; dans ce cas elle peut être appelée *force de surface*. Il en est de même de la forme sphérique qu'adoptent les gouttes d'eau, de mercure, etc.

Une autre *attraction* est celle qui paroît dépendre de la nature des corps. Lorsqu'on verse de la potasse dans une solution de sulfate de magnésie, l'alcali se combine avec l'acide sulfurique, et la magnésie est séparée. Le sel marin constitue avec l'eau un ensemble homogène, tandis que l'eau et le marbre ne se combinent pas ensemble.

Comme une substance paroît se combiner de préférence avec une autre, les anciens ont supposé un *amour* et une *amitié* entre les principes qui tendent à se combiner, *haine* et *inimitié* entre ceux qui se fuient mutuellement. Héraclite avoit déduit tous les changements des corps de deux lois, de l'*union* et de la *discorde*. Barch-

husen et Boerhave ont employé les premiers le mot *affinité*.

Bergmann s'est servi du mot *attractio elective*, en raison du choix que certains corps paroissent faire pour s'unir à d'autres. *Affinité* ou *attraction* désigne toujours en chimie la force par laquelle différents corps s'unissent pour former une combinaison.

On appelle *affinité* d'aggrégation l'union de deux corps semblables, comme l'eau avec l'eau, le mercure avec le mercure. Beaucoup de physiciens, et même Berthollet dans sa Statique chimique, emploie le mot *affinité* dans un sens général, et y comprend les matières homogènes. Quoique les causes de ces phénomènes paroissent être les mêmes, il seroit utile de désigner l'*attraction* des substances homogènes par le mot *cohésion*, pour établir la différence d'avec l'*affinité* qui exprime celle des corps hétérogènes.

Lorsque deux ou plusieurs corps hétérogènes se réunissent sans qu'il s'opère une séparation; on l'appelle *affinité synthétique*, comme les solutions, les fusions, etc.

Plusieurs corps ne paroissent pas avoir de l'*affinité* l'un pour l'autre, la combinaison peut être effectuée par un troisième corps appelé intermédiaire. L'huile et l'eau en sont un exemple ; ils ne peuvent s'unir que par l'intermède de la potasse.

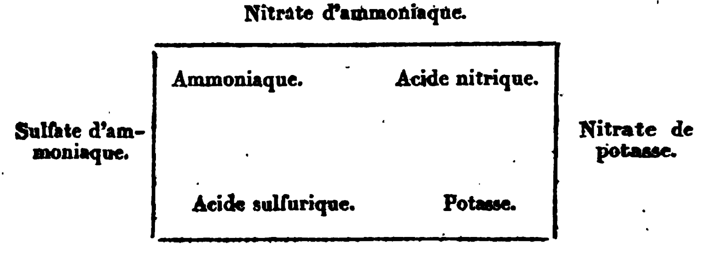
On appelle *affinité* double l'action qui a lieu entre deux corps composés chacun de deux substances : on peut désigner les parties constituantes du premier corps par A et B, celles du deuxième par C et D. Par leur contact, il résulte deux nouveaux corps AC et BD.

Comme il peut arriver que plus de quatre corps soient en activité, Guyton a proposé une expression générale, *affinité de composition*.

Cullen et Black ont envisagé l'*affinité* comme des forces mécaniques.

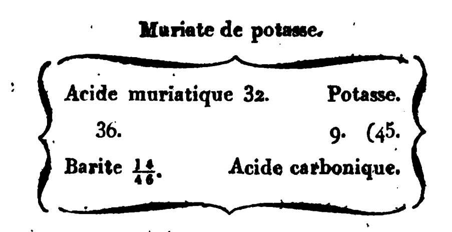
Kirwan appelle cette *affinité* qui paroît tendre à conserver le composé, *affinités quiescentes*, et celle qui fait des efforts pour le désunir, *affinités divellentes*. La décomposition, d'après cela, ne peut avoir lieu que lorsque les *affinités* quiescentes sont vaincues par les *affinités* divellentes.

Bergmann a exprimé cette *affinité* de la manière suivante :



Elliot a amélioré la méthode de Bergmann, en ajoutant des chiffres arbitraires pour exprimer l'intensité de l'*attraction*.

Si l'on adopte que l'*affinité* entre l'acide muriatique et la barite soit = 36, celle de ce même acide pour la potasse = 32, l'*affinité* de l'acide carbonique et de la potasse 9, et celle de la barite pour l'acide carbonique 14, on aura :



On a établi les lois suivantes :

1° La *force de l'affinité d'un corps envers d'autres corps varie beaucoup*. C'est ainsi que l'acide nitrique dissout plus facilement le zinc qu'il ne dissout l'argent.

2° L'*attraction est plus active quand les points de contact des corps sont très-multipliés*. On favorise ce contact en rendant un des corps fluide, ou en le divisant mécaniquement.

3° Quand l'*attraction* a lieu, la cohésion est détruite.

4° Les composés ont des propriétés toutes différentes des composants. Le sulfate de soude ne ressemble ni à l'acide sulfurique, ni à la soude.

5° Les *affinités* exigent une certaine température qui accélère, augmente ou anéantit leur action; et le contraire peut même avoir lieu par un changement de température. C'est ainsi que le sulfate de soude et le muriate de potasse se décomposent au-dessus de o; il se forme du sulfate de potasse et du muriate de soude; mais ces deux derniers sels se décomposent ensuite à une température à quelques degrés au-dessous de o.

6° Dans toutes séparations par la cristallisation, les sels se précipitent selon les degrés de leur solubilité; ceux qui sont peu solubles se séparent les premiers.

7° Lorsqu'on mêle ensemble des solutions de sels neutres, elles restent neutres. En les séparant par des cristallisations successives, les produits sont également neutres, n'importe que les sels se soient mutuellement décomposés.

Richter a démontré que deux dissolutions neutres donnent des produits qui sont presque toujours neutres, et que si l'une des dissolutions n'est pas neutre, les produits ne peuvent l'être.

Il suit de là que les quantités de deux bases alcalines, nécessaires pour saturer des parties égales d'un acide, sont comme les quantités des bases nécessaires pour saturer tout autre acide.

Si l'on connoît le rapport de neutralité d'un acide envers deux bases et le rapport de neutralité d'un autre acide envers une, le rapport de l'autre base peut être trouvé par le calcul.

Si le chimiste pouvoit déterminer les différents degrés d'*affinités*, ainsi que les autres forces qui y jouent un rôle, il auroit trouvé en même temps la cause des actions chimiques. Les savants qui se sont occupés de ces recherches n'ont pas encore atteint le but qu'on pourroit désirer.

Les uns ont cherché à déterminer le degré de l'*affinité* en dissolvant des corps dans un acide, et ont attribué au corps qui déplace les autres la plus grande *affinité*. C'est ainsi que pour l'acide nitrique la barite occupe le premier rang, ensuite les autres bases.

Wenzel mesura l'*affinité* par le temps que les corps emploient à se réunir ; tout dépend de l'action plus ou moins prompte. Il disait : l'*attraction des corps pour un dissolvant commun est en raison inverse des temps de la dissolution.*

Fourcroy proposa de déterminer l'intensité par la difficulté qu'on éprouve à décomposer un corps ; mais il n'est pas aisé de mesurer exactement ces difficultés, même en employant le calorique proposé par Lavoisier et Laplace. Il est des composés dont le calorique ne peut opérer la séparation ; il forme, par son *affinité* avec les corps, de nouvelles combinaisons.

Macquer mesura la facilité avec laquelle les corps se réunissent, par la difficulté qu'on a à les séparer.

Wolff, un des auteurs de ce Dictionnaire, a cru pouvoir déterminer l'*affinité* par l'hyperbole que des fluides avoient formé en montant entre des lames de verre, de métal, etc., plongées verticalement dans différents liquides ; l'auteur n'ayant pas encore assez multiplié les expériences, n'a pu en tirer un résultat satisfaisant.

Kirwan fit dépendre l'*affinité* de l'acide pour une base de la quantité de la base qui étoit nécessaire pour saturer l'acide ; cet axiome de Bergmann, *plus un sel a de force, moins il en faut pour saturer un corps*, laisse de l'incertitude dans les résultats de Kirwan.

Si l'on part du principe de Berthollet, que si l'on ajoute un corps B à une combinaison AC, C se partage entre A et B dans les rapports de leurs masses chimiques ; il faut, dans les circonstances où A et B de différentes masses produisent le même effet, que la force absolue de la masse A et B soit en raison inverse de ces masses ; car, si la masse B étoit double de celle de A, dans chacun de ces grains, il existeroit moitié moins de force de neutralisation que dans un grain de A. On doit dire alors que C exerce envers B une force double de celle pour A.

La force de A et B envers C est, d'après cela, en raison inverse des masses ; et la force de C pour A et B est en raison directe des masses A et B.

Des tables d'*affinité* ont été faites successivement par

Geoffroy, Grosse, Gellert, Clausier, Rudiger, Limbourg, Lesage, Marherr, de Fourcy, Wiegleb, Machy, etc.

Geoffroy met le dissolvant en tête des substances susceptibles de se dissoudre, telles que

Acide nitrique.

Fer.
Cuivre.
Plomb.
Mercure.
Argent.

Les tables de Bergmann se distinguent de toutes les autres par un plus grand nombre de substances et par beaucoup d'exactitude. Il a établi en outre une différence entre l'attraction *simple* et l'attraction *double*; il en est de même pour l'attraction par la voie *humide* et par la voie *sèche*.

Dans l'*attraction* par la voie humide, il faut qu'un des corps soit à l'état fluide; dans celle par la voie sèche, les corps sont solides, mais l'un d'eux se liquéfie par le calorique. Kirwan et Guyton ont ajouté au travail de Bergmann.

Comme toutes les tables d'*affinité* n'ont pas acquis le degré de perfection, vu les circonstances et toutes sortes de modifications qui peuvent avoir lieu dans l'*attraction*, nous n'en parlerons pas.

Quoique la théorie des *affinités* soit encore obscure, Berthollet l'a beaucoup éclairée par des expériences les plus ingénieuses. Voici les premiers axiomes qu'il a posés.

La cohésion est aussi bien une propriété de la matière que l'*affinité*, et on ne peut pas dire de deux substances qu'elles soient entièrement dépourvues de cohésion et d'attraction l'une vers l'autre. Les *affinités* chimiques n'agissent cependant pas comme des forces absolues, mais dans toutes les décompositions coïncident encore d'autres forces qui altèrent le résultat de l'*affinité* simple.

Lorsqu'au contraire l'*affinité* n'est pas dérangée par des forces étrangères, le résultat de la décomposition est en rapport avec l'intensité de la force de l'*affinité* et le poids

du corps décomposant. Berthollet appelle produit de la force de l'*afficité* et du poids, la *masse chimique*.

Le poids pourroit, d'après cela, restituer ce qui manque à l'*affinité*. Lorsqu'on emploie le corps composant en petite quantité, il n'y aura presque pas de résultat; par des additions on peut opérer la décomposition. Baumé avoit déjà remarqué que l'acide nitrique décomposoit en partie le sulfate de potasse.

Les décompositions réciproques sont des suites nécessaires de la nature de l'*affinité* chimique; ces résultats dépendent de la quantité des masses qu'on fait agir.

Si sur un composé A B agit un troisième corps C, tendant à le décomposer, l'*affinité* entre A et B sera affoiblie, mais non détruite. Lorsqu'une partie de B est enlevée par C, le reste de B doit être plus fortement attiré par A, parce que le nombre de ces molécules attirantes est invariable. Il y aura donc une division entre B et A par C.

La force de *cohésion* des principes qu'on veut unir s'oppose constamment à l'*affinité*. Il faut vaincre la force de cohésion, sans quoi la combinaison est impossible.

Dans l'explication des phénomènes chimiques, il faut considérer la force de cohésion avant l'union; s'il y a plusieurs principes réunis, la cohésion des composés dont les parties constituantes se trouvent dans la combinaison, décide ordinairement le résultat. Qu'on suppose combinés les principes A B C D; si A et C forment un corps doué d'une grande cohésion, il sera séparé comme précipité, parce que, dans le moment où les molécules d'A et de C se touchent, la force de cohésion doit agir, et dans ce cas elle favorise l'*affinité*. En versant ensemble des solutions de sulfate de potasse et de muriate de chaux, le sulfate de chaux sera précipité comme sel insoluble.

La cristallisation peut aussi favoriser l'*affinité*.

Dans toutes les circonstances où il se forme des cristaux ou un précipité, les forces de cohésion et d'*affinité* agissent de concert.

L'échange des parties qu'on regardoit autrefois comme l'action de l'*affinité* double, dépend, dans la plupart des cas, de la cristallisabilité de certaines substances, et ou

peut déterminer d'avance cet échange qui provient du degré de solubilité des composés.

L'*élasticité* des corps s'oppose à la force de l'*affinité*.

D'abord l'état gazeux empêche leur contact intime, les molécules ne se touchent que très-peu.

Le gaz hydrogène, malgré son *affinité* pour l'oxigène, ne réduit pas facilement les oxides métalliques, parce que dans l'état de dilatabilité où il est, il n'y a qu'une petite partie qui touche l'oxide métallique. L'élasticité tend à éloigner les molécules que l'*affinité* veut réunir.

Si un composé A B renferme un corps qui devient gazeux étant isolé, sa dilatation favorise la décomposition; c'est ainsi que les sels ammoniacaux sont facilement décomposés par les alcalis fixes.

Le *calorique* influe beaucoup sur les phénomènes chimiques. Son action est d'abord immédiate en changeant l'état d'aggrégation de presque tous les corps, et les faisant passer à l'état liquide et de fluide élastique.

Son action est médiate en modifiant l'*affinité*; elle diminue la force de cohésion des solides et des liquides, et augmente la dilatation du gaz.

L'*efflorescence*, ou la propriété de certains principes de s'élever au-dessus de la masse et de se soustraire par-là à l'action chimique, peut être aussi envisagée comme une force capable d'apporter quelque modification dans l'*affinité*.

Berthollet regarde l'*attraction double* comme des phénomènes produits par des forces qui modifient l'*affinité*. D'après ce savant, deux liquides, chacun composé de deux principes, ne peuvent pas faire une échange de bases; par la seule force de l'*affinité* il en résulte un liquide homogène. Si, dans ce cas, de nouvelles combinaisons ont lieu, elles doivent être attribuées aux forces qui modifient celles de l'*affinité*, telles que la solubilité, la cristallisation, etc.

Berthollet a donc démontré par l'évidence que l'*affinité* ne peut pas être envisagée comme résultant d'une *seule force*.

La théorie de Berthollet n'est cependant pas complète; elle ne peut pas l'être. Il faut peut-être des siècles pour

bien connoître toutes les forces qui coïncident pour favoriser l'*affinité*.

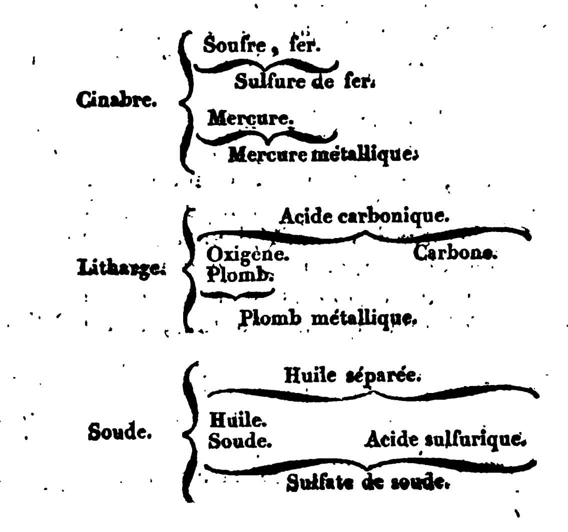
Ce célèbre chimiste a cependant le grand mérite d'avoir posé une base solide pour une certaine classe de phénomènes.

L'étendue de l'édifice commencé par Berthollet peut être déterminée. Nous trouvons dans chaque corps des matières appréciables, mais nous y trouvons aussi des actions qui dépendent des causes ou des puissances impondérables. Autant que les phénomènes chimiques proviennent des forces de la matière appréciable, les principes de Berthollet en donnent l'explication la plus satisfaisante.

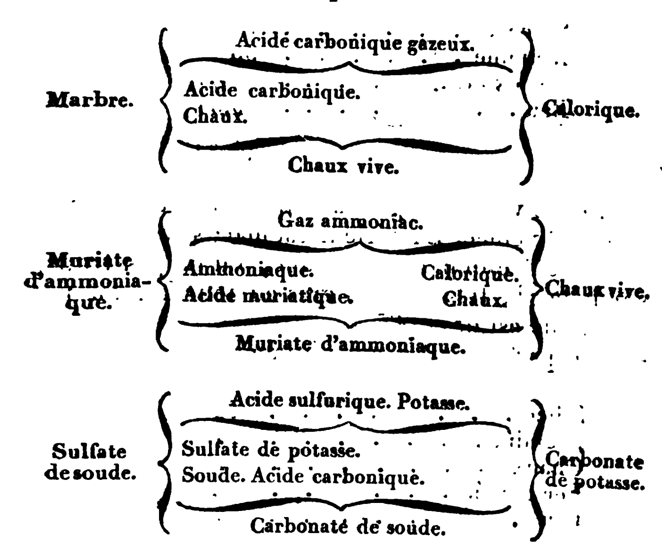
Quant aux actions des causes inappréciables (lumière, calorique, électricité, organisme, etc.), on trouve à cet égard beaucoup d'observations ingénieuses dans les écrits de Berthollet; mais, pour établir un ensemble, il faut encore beaucoup de recherches.

Voyez les Mémoires de Berthollet sur les lois de l'*affinité*, et sa Statique chimique.

Pour se présenter les séparations et les compositions, Gren a tracé les formules suivantes, pour l'*affinité* simple, en faisant abstraction du calorique.



En tenant compte du calorique :



Voyez les écrits de Marherr, Kirwan, Guyton, Link, Richter, Trommsdorff, etc.; Revue de la Théorie de Berthollet, par Karsten; une autre de Schnaubert; Annal. de Chim., t. 49; *Gay-Lussac*, sur les Précipitations mutuelles des oxides métalliques, Annal. de Chim., t. 49.

AGALMATHOLITE. Agalmatholitus. *Agalmatholith*, *Bildstein*.

Klaproth a donné ce nom à un fossile appelé *pierre de lard de la Chine*, que l'on doit séparer du genre de pierre de lard, parce qu'il ne contient pas de magnésie.

Il existe deux espèces de ce fossile, dont l'une est transparente, et l'autre opaque. La variété transparente est d'un vert olive, ou d'asperge, qui passe au gris verdâtre. L'intérieur est très-brillant, d'un éclat gras. La cassure principale est schisteuse, en feuillets épais; la cassure transversale est esquilleuse; elle a une demi-transparence, douce et grasse au toucher. Sa pesanteur spécifique est de 2,815.

Cent parties de ce fossile contiennent

Silice	54
Alumine	36
Fer oxidé	0,75
Eau	5,05
	96,25

L'autre variété d'*agalmatholite* a une couleur rouge de chair, et veinée. L'intérieur est mat; sa cassure est indistinctement esquilleuse, opaque, ou un peu transparente sur le bord; très-doux et gras au toucher. Sa pesanteur spécifique est de 2,785.

Cent parties sont composées de

Silice	62
Alumine	24
Chaux	1
Fer oxidé	0,5
Eau	10
	97,5

AGARIC MINERAL. Calcareus lactiformis. *Wern Bergmehl.*

Cet *agaric* est une combinaison naturelle de chaux et d'acide carbonique. On trouve ce fossile dans les fissures des montagnes calcaires qui ont une hauteur considérable, d'où vient qu'on le rencontre plus particulièrement en Suisse. Il a une couleur blanche, d'une teinte jaunâtre, très-fragile, sèche les doigts, ne happe pas à la langue, est léger, nageant presque sur l'eau.

AGATHE. Achates. *Agat.*

On entend par *agathe* un mélange de plusieurs fossiles, de quartz, améthyste, hornstein, silex, calcédoine, carniole, jaspe, lithomarge, quelquefois aussi d'héliotrope et d'opale. Tous ces fossiles ne se rencontrent pas toujours dans le mélange d'*agathe*; tantôt il y en a deux, tantôt trois, et même plus, disséminés en taches ou en stries. Cette variation fait la beauté des *agathes*, et la fait re-

chercher pour la taille. On prétend que ce fossile a reçu son nom du fleuve Achates (aujourd'hui Drillo ou Cautera), aux bords duquel on a trouvé les premières *agathes*. D'après les différents dessins qu'on y rencontre, on en distingue plusieurs espèces, comme : *agathe* de forteresse, de paysage, étoilée, etc. Ce fossile, appelé autrefois *agathe d'Irlande*, est décrit à l'article Obsidienne.

AGRÉGÉ. Aggregatum. *Aggregat.*

On appelle *agrégé* une quantité de parties combinées entre elles, de manière que l'assemblage est toujours interrompu, comme, par exemple, dans un mur; chaque partie de l'*agrégé* a ses bornes, et se laisse séparer. L'*agrégé* consiste donc en grandeurs non constantes, ce qui fait que la limite de la partie précédente est toujours la limite de la suivante, et que ces parties sont toutes égales. Le chimiste cherche à détruire cette agrégation des corps solides, parce qu'elle s'oppose à l'attraction chimique. La trituration, la pulvérisation, la lime, etc., sont les moyens que l'on emploie, et en général tous ceux capables de favoriser une séparation mécanique des parties. *Voyez*, pour les détails, l'article Affinité, Attraction.

AKANTICONE. Akanthikon.

Dandrada a donné ce nom à une variété du *glasartigen strahlstein*, actinote fibreux, qu'on trouve à Arendal en Norvège, parce que, ce fossile étant pulvérisé, a une couleur d'un jaune verdâtre ou serin. Haüy ne lui trouvant pas de caractère essentiel pour le distinguer du strahlstein vitreux (épidote d'Haüy), n'a pas cru devoir le regarder comme une espèce particulière. Les parties constituantes de l'*akanticone* sont, d'après

	Vauquelin,		Gmelin,
Silice	37		20
Alumine	21		36,5
Chaux	15		11,34
Fer oxidé	24		15
Manganèse oxidé	1,5	Magnésie	17
	98,5		99,84

ALAMBIC. Apparatus distillatorius. *Destillirblase.*

Chaque appareil distillatoire doit être composé d'un vase pour contenir le corps à volatiliser, et d'un autre qui sert à conduire et à condenser les vapeurs.

Lorsque les vases qui renferment la substance à distiller, ont une forme ronde ou d'œuf, avec un col recourbé, on les appelle *cornues :* on les fait de verre, de terre et de métal. La nature du corps à distiller, et le degré de feu à employer, doivent déterminer l'espèce de cornue qu'il faut choisir. Si l'on emploie des cornues de verre, il faut que le verre soit pur et sans bulles ; il ne doit pas être très-épais, parce que les cornues, à cause de la dilatation inégale, cassent plus facilement à la chaleur. On peut les rendre propres à supporter la plus grande chaleur à l'aide d'un lut, fait avec la battiture de fer, la brique pulvérisée, la terre-glaise, le poil de veaux et le sang de bœuf, ou bien avec de l'argile et des débris de creusets calcinés et pulvérisés.

A un degré de feu susceptible de fondre le verre, on se sert de cornue de terre. Celles que l'on doit préférer, ressemblent à la matière des creusets. Les cornues que l'on fabrique à Waldenbourg et à Almerode, en Hesse, sont les plus estimées.

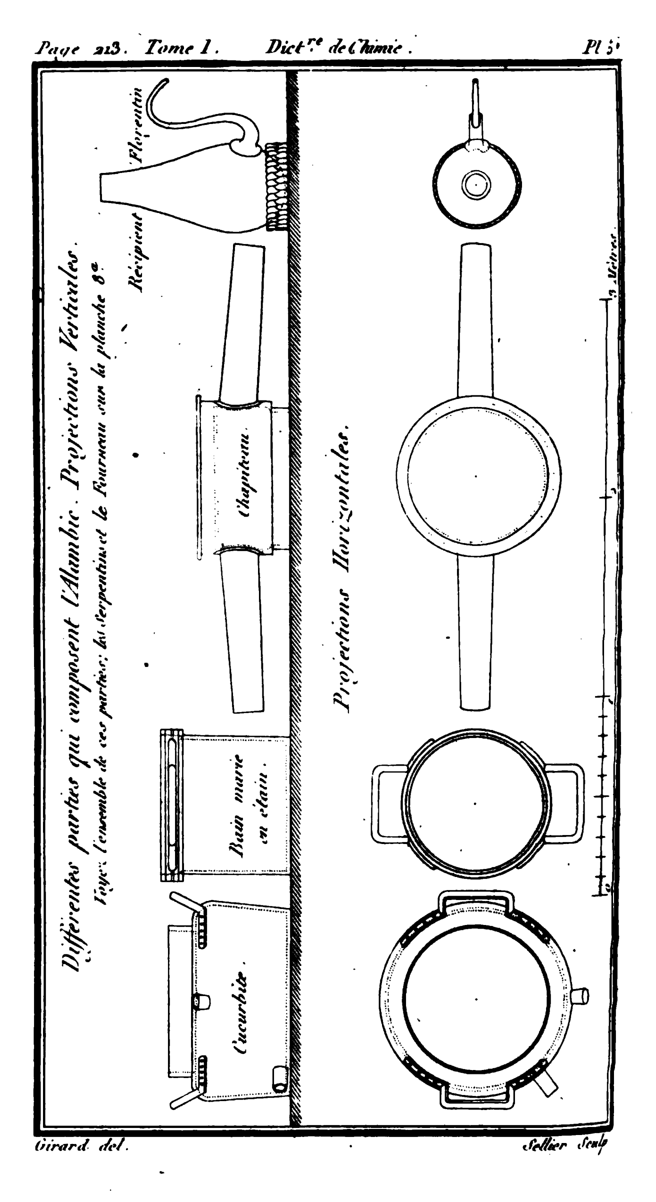
Les métaux les plus ordinaires, dont on fait des cornues, sont le fer, le plomb pour l'acide fluorique et le cuivre.

Les cornues d'or et de platine seroient préférées, si le prix de ces métaux pouvoit en permettre l'usage.

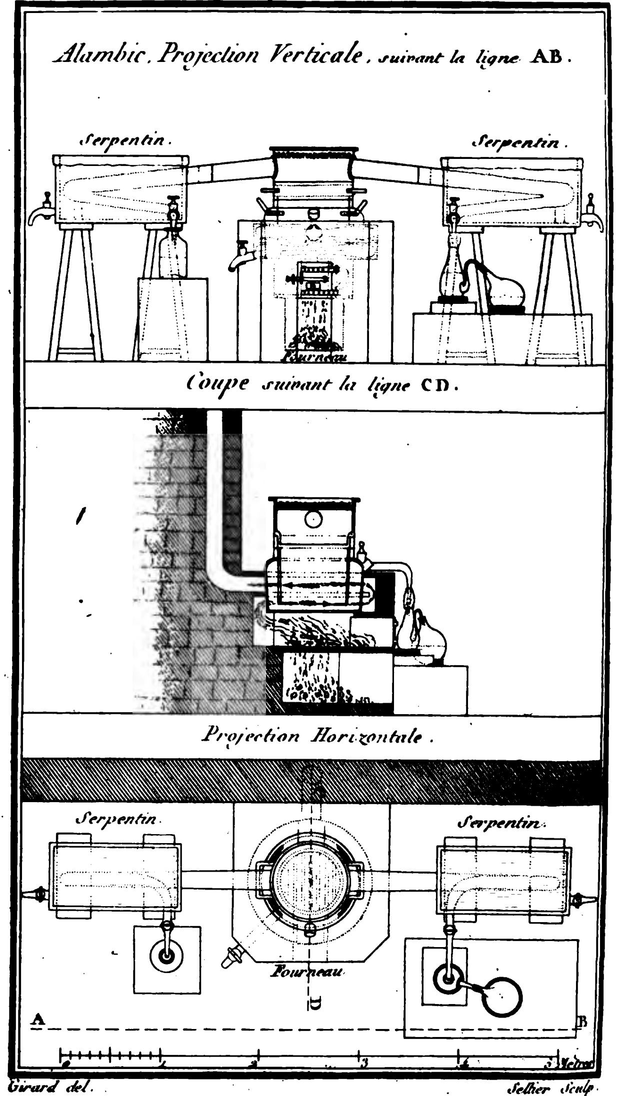
Dans toutes les cornues, le col doit être d'abord large, et devenir peu à peu plus étroit. La direction la plus avantageuse est d'être inclinée pour faire avec la cornue un angle de 60 degrés.

Comme la condensation des vapeurs s'opère en grande partie dans le col de la cornue, il faut qu'il ait la longueur nécessaire pour aller de la voûte en ligne droite sans être incliné ; sans cela, les vapeurs condensées repasseroient dans la cornue.

Si le col n'est pas incliné et qu'il soit horizontal, on appelle le vase, *un matras*. La direction du matras dans la distillation est horizontale ; à l'extrémité du col, on



Girard del. Sellier Sculp



Girard del. Sellier Sculp.

met un chapiteau muni d'un conduit qui donne dans le bec, par lequel passe le produit de la distillation.

Pour des distillations en grand et à une température qui surpasse peu celle de l'eau bouillante, on emploie avec avantage un *alambic*. C'est un vase cylindrique de fer ou de cuivre étamé ou non étamé, qui a plus de largeur que de hauteur. Le fond doit être circulaire, convexe vers l'intérieur, afin que le feu soit à une distance égale, éloigné de tous les points de la surface du fond. L'*alambic* doit se terminer à la partie supérieure par un col qui ne doit pas être trop étroit, ce qui mettroit obstacle à l'élévation des vapeurs. Il est convenable que son diamètre n'ait que quelques pouces de moins que l'*alambic*.

On couvre le col d'un chapiteau large, en étain ou en cuivre étamé d'une forme conique. D'après Chaptal, il est plus avantageux que les parois latérales soient inclinées sous un angle de 65 degrés.

La forme la plus convenable du chapiteau, est en forme de voûte comme les cornues; on y soude un tuyau qui a d'abord la hauteur et l'épaisseur du chapiteau, et qui devient ensuite plus étroit; il sert à conduire les vapeurs. Quelquefois on entoure le chapiteau d'un réservoir d'eau froide qu'on laisse écouler par un robinet lorsqu'elle est chaude, et que l'on remplace par de l'eau froide. Un chapiteau ainsi construit, s'appelle *tête de nègre*. Il est encore plus avantageux de laisser couler de l'eau froide sans interruption, en laissant couler la chaude par un robinet (1).

La condensation des vapeurs a lieu dans le col des cornues; elles tombent en gouttes dans le vase qu'on appelle *récipient*. Quelquefois on met entre la cornue et le récipient d'autres vases en verre ou en terre, appelés *alonges*, afin d'éloigner le récipient de la cornue; par-là on rafraîchit mieux les vapeurs et on favorise la solidification de plusieurs substances, telles que l'acide succinique, le carbonate d'ammoniaque, etc. On enveloppe souvent aussi le col de la cornue et le récipient de linge mouillé, afin de

(1) Pour la forme la plus avantageuse des *alambics*, voyez *la planche* ci-jointe. (*Note des Traducteurs.*)

rafraîchir plus promptement. Si l'on distille des substances très-volatiles, on plonge quelquefois le récipient dans l'eau qu'on renouvelle de temps en temps.

Dans les *alambics* on adapte au bec un tuyau qui traverse un vaisseau rempli d'eau froide. On donne souvent à ce vaisseau une forme en spirale ; alors il a plus de surface, et le refroidissement des vapeurs est accéléré. Mais ces tuyaux ont le désavantage de se laisser nettoyer difficilement, il faut même quelquefois les démonter quand ils sont obstrués. Il est plus convenable de faire passer plusieurs tuyaux droits inclinés qui sortent aux deux bouts du vaisseau. On y ajoute des tuyaux recourbés qu'on lute bien.

Dans plusieurs distillations, il se dégage des fluides élastiques qui briseroient l'appareil, si on ne leur donnoit pas une issue. Pour opérer le dégagement, on laissoit ouvertes les jointures, ou bien on pratiquoit une ouverture au récipient ; il en résultoit qu'une partie du produit distillé étoit perdu. L'appareil de Woulf écarte tous ces inconvénients. Du premier récipient part un tube recourbé qui plonge dans un flacon, un autre qui va dans un second, et le dernier tube communique avec l'air. Tous les vases ou récipients, excepté le premier, contiennent un peu d'eau. Les tubes qui mettent en communication les récipients, ont deux jambes inégales. La jambe courte de chaque tube est dans l'air du flacon, l'autre plonge dans l'eau du récipient suivant ; du dernier flacon part un tube qui reste dans l'air, et si l'on vouloit recueillir les gaz, on le fait passer sous une cloche remplie d'eau.

Pendant la distillation, la plupart des vapeurs se condensent dans le récipient; celles qui ne se condensent pas, passent dans le second récipient. Les gaz qui ne peuvent pas être absorbés par l'eau, se perdent dans l'air, ou sont recueillis sous une cloche. Les gaz solubles sont absorbés par l'eau. On met quelquefois dans le dernier récipient une lessive de potasse, afin d'accélérer l'absorption des gaz acides.

Le seul inconvénient qui accompagne cet appareil, est que, si les vapeurs ne se dégagent plus de la cornue avec promptitude, ou si elles se condensent dans le premier

récipient, la pression de l'atmosphère extérieure pousse l'eau du dernier flacon dans le second, et successivement dans la cornue. Cet inconvénient n'est pas à craindre quand on se sert de tube de sûreté. A cet effet on choisit des flacons qui aient trois tubulures, et on introduit dans celle du milieu un long tube qui plonge verticalement dans le liquide, alors l'équilibre de la pression est rétabli.

ALBÂTRE. Alabastrum. *Alabaster.*

On désigne par ce nom une pierre compacte un peu molle, translucide. Ces caractères se trouvent dans deux fossiles différents, dont l'un est un sulfate et l'autre un carbonate de chaux. On entend ordinairement par *albâtre* le gypse compacte, quoique dans les temps modernes, et particulièrement en Italie, on ait travaillé le gypse feuilleté comme *albâtre*. Le soi-disant *albâtre* oriental est du carbonate de chaux. Les anciens, comme Bœtius, Hille (dans ses notes à Théophraste) et Romé-Delisle, ont assuré avoir connu et distingué les deux espèces. L'*albâtre* des anciens, suivant eux, est du gypse; l'alabastrite est au contraire du carbonate de chaux. On voit combien cette dénomination devoit être vague et indéterminée chez les anciens, parce qu'ils nommoient ces fossiles d'après l'usage qu'on en faisoit. On en préparoit des vases sans anse, que l'on appeloit *alabastron* et *alabastros*, de *a et labe*; ce qui a fait donner sans doute le nom d'*albâtre* à plusieurs pierres propres à cet emploi.

Au reste la couleur est indifférente, quoique l'on prenne pour caractère essentiel de l'*albâtre*, la blancheur. Les anciens estimoient davantage l'*albâtre* d'un jaune de miel. Le marbre onyx, appelé quelquefois *onyx* tout simplement, appartient à l'espèce *albâtre*.

ALBUMINE. Albumen. *Eiweisstoff.*

On donne le nom d'*albumine* à un liquide incolore, visqueux, qui enveloppe le jaune dans les œufs. On verra à l'article ŒUF que cette *albumine* n'est pas pure, car elle contient toujours un peu de soude et de soufre; mais comme l'*albumine* est toujours à l'état de combinaison avec ces corps, et comme on ne connoît aucun procédé

pour l'isoler sans détruire ses propriétés, on est obligé de l'examiner dans l'état où on la trouve.

L'*albumine* se dissout dans l'eau froide; sa dissolution verdit les couleurs bleues végétales en raison de la soude qu'elle contient.

A une température de 165 degrés, 73,89 centig., elle se coagule en une masse blanche solide; sa solidité est d'autant plus grande, toute chose égale d'ailleurs, que la température est plus élevée. Si l'on fait bouillir de l'*albumine* dans de l'eau salée ou dans de l'huile, elle devient plus ferme que traitée par l'eau. Dans cet état, elle n'augmente et ne diminue pas de poids. Cette propriété de se solidifier à la chaleur est un des caractères qui la distingue des autres corps.

L'*albumine* coagulée n'a plus de transparence; sa couleur est laiteuse; sa saveur est différente; ses propriétés ne sont plus les mêmes, puisqu'elle n'est plus soluble dans l'eau chaude et dans l'eau froide.

La coagulation de l'*albumine* a aussi lieu lorsqu'on la prive du contact de l'air. Coagulée avec son contact, il n'y a nul absorption apparente; l'*albumine* ne change pas de volume, selon Carradori. Outre la chaleur, les acides et l'alcool possèdent également la propriété de la coaguler.

Lorsqu'on dissout l'*albumine* dans une grande quantité d'eau, la dissolution se trouble un peu en la chauffant, sans cependant cesser d'être transparente. Elle bout, se concentre sans déposer des flocons. Si l'évaporation est faite dans un vase ouvert, la matière sèche ressemble à un vernis. Darcet et Schéele avoient déjà remarqué que le blanc d'œuf, dissous dans beaucoup d'eau, ne déposoit pas par la chaleur; mais le dernier a assuré que cela avoit lieu en dissolvant 2 parties de blanc d'œuf dans 10 parties d'eau, ce que l'expérience ne confirme pas. On peut employer une solution beaucoup plus étendue: on verra que le liquide ne se trouble pas, mais que l'*albumine* se dépose. Cette séparation ne peut pas être appelée une *coagulation*, quoique Schéele paroisse prétendre que dans ces circonstances il ne se dépose rien. Voici comme il s'exprime. Si l'on fait bouillir 1 partie de blanc d'œuf avec 10 parties d'eau, le blanc reste en solution; en y

ajoutant un acide, elle devient laiteuse. Au reste, les acides, ainsi que l'alcool, perdent également la propriété de coaguler le blanc d'œuf, quand il est dissous dans une grande quantité d'eau.

Fourcroy regarde l'oxigène comme l'agent nécessaire à la coagulation de l'*albumine*. Il cite les expériences suivantes comme une preuve de son assertion.

Le blanc des œufs nouvellement pondus est laiteux après la cuite. Si l'on enduit la coquille de l'œuf avec de la graisse, on évite ainsi l'entrée de l'air, et il reste longtemps dans le même état, et devient plus ferme par l'ébullition. Ces faits sont incontestables; mais comme l'œuf se cuit sans le contact de l'air, et sans absorber l'air dans un cas contraire, cette assertion manque de preuves.

Carradori a fait aussi quelques expériences (Annal. de Chim., t. 29, p. 9). Il couvrit le blanc d'un œuf nouvellement pondu avec de l'huile d'olive, et l'exposa à la chaleur de l'eau bouillante. La coagulation s'est opérée comme à l'air libre; il n'y eut aucun dégagement de gaz à travers l'huile; il ne put y avoir non plus d'eau décomposée. Il introduisit de l'*albumine* dans un tube recourbé fermé à l'une de ses extrémités, et le plongea dans l'eau bouillante; il y eut coagulation sans absorption ni dégagement de gaz. Carradori remarqua ensuite que la coagulation commençoit toujours à la partie la plus éloignée de l'air, ou qui se trouve au fond du vase; mais il ne donne aucune explication satisfaisante.

Selon que l'*albumine* est liquide ou solide, elle présente des phénomènes différents.

Liquide, elle est visqueuse, sans odeur ni saveur. Lorsqu'on la fait sécher spontanément à une basse température, elle se convertit en une substance friable semblable au verre. Etendue et présentant beaucoup de surfaces, elle forme en se desséchant une espèce de vernis; les relieurs et les peintres s'en servent pour les tableaux. L'*albumine* perd, par cette solidification, environ $\frac{4}{5}$ de son poids. Dans cet état, elle est encore soluble dans l'eau, et produit avec elle un liquide visqueux.

L'*albumine* non coagulée se putréfie bientôt; lorsqu'elle est desséchée, elle n'éprouve aucun changement. Elle est

insoluble dans l'alcool et dans l'éther. Ces liquides la coagulent comme les acides, pourvu qu'elle ne soit pas étendue de beaucoup d'eau. Parmi les acides, il y en a plusieurs qui ont la propriété de redissoudre l'*albumine* coagulée par le calorique. Cette dissolution faite par l'acide sulfurique a une couleur verte, et ne passe pas facilement au noir par l'ébullition. Le même phénomène a lieu avec les acides nitrique et muriatique. Avec l'acide nitrique il y a dégagement de gaz azote et de gaz nitreux; il se forme de l'acide oxalique et malique, et une substance épaisse huileuse à la surface (*Schéele*).

Si l'on mêle des alcalis avec une dissolution aqueuse d'*albumine*, il n'y a pas de changement sensible; mais si l'on triture l'*albumine* avec une dissolution concentrée de potasse, elle prend peu à peu la forme de gelée. Cette substance endurcie ressemble, au bout de quelque temps, au cristal de l'œil; lorsqu'elle est entièrement desséchée, elle est friable et transparente.

Aucune terre ne forme avec l'*albumine* de composé soluble.

Les sels métalliques, excepté le cobalt, sur lesquels Thomson a fait des expériences, forment tous un précipité dans une dissolution d'un blanc d'œuf faite dans 1 livre d'eau; si l'oxide métallique étoit combiné avec un alcali ou avec une terre, il ne se formeroit pas de précipité.

Avec le tannin, le précipité est jaune, insoluble, de la consistance de la poix; c'est un composé d'*albumine* et de tannin. Lorsqu'il est desséché, il est friable comme le cuir fortement tanné; il ne passe pas à la putréfaction. Cette propriété de l'*albumine* de s'unir au tannin, a été remarquée par Proust.

Hatchette a fait des expériences avec l'*albumine* coagulée conservée plusieurs semaines sous l'eau, elle ne s'est point putréfiée; la même, séchée à une température de 212 degrés, 100° centig., s'est convertie en une substance jaune friable, dure, transparente comme la corne.

Si l'on fait bouillir cette substance dans l'eau pendant une heure, elle se ramollit, devient blanche, opaque comme l'*albumine* nouvellement coagulée. L'action con-

tinuelle de l'eau en dissout une petite partie. L'infusion de tannin ne précipite pas cette liqueur aqueuse ; mais le nitro-muriate d'étain y forme un nuage foible.

Les acides minéraux très-étendus dissolvent, selon Schéele, une partie de l'*albumine* coagulée ; elle se précipite par les mêmes acides concentrés.

Si l'on met de l'*albumine* coagulée dans l'acide nitrique étendu, l'acide acquiert, au bout de quatre semaines, une couleur jaune, mais l'*albumine* n'est pas dissoute. En saturant l'acide par l'ammoniaque, elle devient orange foncé sans déposer. Si l'on verse sur l'*albumine* ainsi traitée, de l'ammoniaque liquide, la liqueur passe au rouge, et l'*albumine* se dissout lentement.

Lorsqu'on retire l'*albumine* de l'acide nitrique, au lieu de la mettre dans l'ammoniaque, et qu'on la lave, elle se dissout ensuite dans l'eau bouillante ; le liquide acquiert une couleur d'un jaune pâle, qui se prend en gelée par l'évaporation. Si l'on dissout cette masse gélatineuse dans l'eau bouillante, la solution est précipitée par le tannin et par le muriate d'étain. Cette expérience de Hatchett prouve que l'acide nitrique a la propriété de convertir l'*albumine* en gélatine.

L'acide nitrique concentré, ou l'acide étendu, secondé par la chaleur, dissout l'*albumine* coagulée avec effervescence. La dissolution devient d'un rouge brunâtre par l'ammoniaque, mais ne se trouble pas.

Une lessive de potasse dissout par ébullition l'*albumine*; il se dégage de l'ammoniaque, et il se forme une espèce de savon. Si l'on dissout ce savon dans l'eau, et qu'on ajoute ensuite de l'acide acétique ou muriatique, il se forme un précipité savonneux qui, en le chauffant, transsude un peu d'huile ; il reste une substance brunâtre, gluante. Les alcalis très-étendus d'eau, sans l'action du calorique, n'attaquent que foiblement l'*albumine*.

Si l'on distille l'*albumine* à la cornue, il passe une huile empyreumatique, du gaz acide carbonique, du gaz hydrogène carboné, et du carbonate d'ammoniaque. Il reste un charbon qui contient du carbonate de soude, un peu de phosphate de soude, et une très-petite quantité de phosphate de chaux.

Ces résultats prouvent que l'*albumine* est composée d'oxigène, d'hydrogène, de carbone et d'azote : mais comme l'*albumine* donne une plus grande quantité d'azote, à l'aide de l'acide nitrique, on a conclu que l'*albumine* contient plus d'azote que la gélatine. La différence de ces deux substances ne peut être, au reste, que très-légère, puisque Hatchett les a converties l'une dans l'autre. Il paroîtroit, selon ce chimiste, que l'*albumine* est la première substance qui se forme dans le corps de l'animal.

L'*albumine* se trouve fréquemment dans les animaux, et modifiée de beaucoup de manières. Le sang en contient une quantité considérable ; la matière caséeuse du lait présente les principales propriétés de l'*albumine ;* elle y est cependant dans un état différent de celui où elle est dans le sang et dans les œufs. L'*albumine* coagulée fait aussi partie des os et des muscles. Les tendons, les ongles, la corne, les poils, les plumes, les parties membraneuses de plusieurs coquilles, les éponges, contiennent de l'*albumine* coagulée.

L'*albumine* se rencontre aussi dans les végétaux. En 1780, Schéele a remarqué que beaucoup de plantes contenoient une substance semblable à la matière caséeuse du lait. Proust a avancé (Journ. de Physiq., t. 59, p. 88) que les amandes et autres substances susceptibles de faire des émulsions, contiennent une substance analogue à la matière caséeuse, par conséquent à l'*albumine.* Fourcroy cite plusieurs plantes (Annal. de Chim., t. 3, p. 259) qui contiennent de l'*albumine.*

Proust a prétendu (Journ. de Phys., t. 56, p. 97) que la substance prise par Fourcroy pour de l'*albumine,* et que Rouelle avoit déjà connue et examinée, se distinguoit de l'*albumine* sous plusieurs rapports, surtout par sa facilité à se coaguler ; car, malgré que les sucs des plantes soient étendus d'une très-grande quantité d'eau, la coagulation a toujours lieu ; aussi sa séparation par les acides est-elle plus difficile. Au reste, elle ressemble plus à l'*albumine* qu'à toute autre substance ; et quoique Rouelle en eût déjà connoissance, Fourcroy n'en a pas moins le mérite d'avoir fixé l'attention sur cette substance.

Le suc de papayer analysé par M. Vauquelin, présente

beaucoup de propriétés analogues à l'*albumine* animale, lorsqu'il est desséché, il se dissout dans l'eau. Cette solution coagule par la chaleur, par les acides, par les alcalis, les dissolutions métalliques, la teinture alcoolique de noix de galles, comme la solution de l'*albumine*. (Annal. de Chim., t. 49, p. 295) (1).

ALCALI. Alcali. *Alkali.*

Ce mot vient des Arabes, chez lesquels il n'avoit point une signification générique, mais bien spécifique, puisqu'ils l'avoient donné au sel qu'on retiroit de la lessive des cendres, de la plante appelée *kali*. Ce mot reçut ensuite une valeur plus étendue, et on nomma *alcalis* plusieurs substances qui avoient les propriétés suivantes : 1° d'avoir une saveur caustique, d'agir avec plus ou moins d'énergie sur les substances végétales, et d'en dissoudre plusieurs ; 2° de se volatiliser par la chaleur ; 3° de s'unir aux acides et de former des sels, d'où l'on a établi cette classe de corps, appelée *bases salifiables* ; 4° d'être solubles dans l'eau, même combinés avec l'acide carbonique ; 5° de verdir les couleurs bleues végétales.

Jusqu'à présent, on connoît trois substances qui réunissent ces propriétés : la potasse, la soude et l'ammoniaque.

On divise les alcalis en fixes et volatiles. Les deux premiers sont appelés *fixes*, parce qu'ils ne se volatilisent qu'à une chaleur rouge, ou plutôt au commencement d'une chaleur blanche. L'ammoniaque, au contraire, a reçu le nom de *volatil*, parce que cet *alcali* passe facilement à l'état gazeux, et qu'il se volatilise à un degré très-foible de calorique.

L'ammoniaque est le seul des *alcalis* qui ait été décomposé ; cependant, il paroît probable que les deux autres ne sont pas simples, car beaucoup de phénomènes nous prouvent que la nature les forme (2). Le chimiste n'est en-

(1) De nouvelles expériences faites par Bostock, sur les liqueurs animales, présentent encore quelques faits intéressants sur les caractères de l'*albumine*. *Voyez* ses deux Mémoires, Annal. de Chimie, t. 67, p. 36 et suiv. (*Note des Traducteurs.*)

(2) A l'art. POTASSE, nous ferons connoître les nouvelles expériences de MM. Davy, Gay-Lussac et Thenard, sur les *alcalis*. (*Note des Traducteurs.*)

core parvenu qu'à les séparer des composés, dans lesquels ils sont parties constituantes. Ces corps se rencontrent dans les trois règnes de la nature, sous des formes multipliées, et dans des combinaisons diverses.

ALCALIMÈTRE (1).

ALCALISATION. Alcalisatio. *Alkalisirung*.

On désigne par ce mot les opérations par lesquelles on extrait les alcalis fixes des substances qui masquent leurs propriétés alcalines. Ces opérations sont la combustion des végétaux et des animaux, l'incinération et la calcination. Le résidu contient l'alcali plus ou moins pur ou combiné avec l'acide carbonique.

Il arrive aussi quelquefois que des substances animales passent spontanément, ou par la fermentation, à un état d'alcalinité, comme l'urine putréfiée; dans ces circonstances, il se dégage constamment de l'ammoniaque.

ALCHIMIE. Alchymia. *Alchemie*.

Ce mot vient de l'arabe, et signifie *la chimie ;* la première syllabe *al*, en est l'article.

Depuis long-temps, le mot *alchimie* a été employé pour désigner une science particulière, qui a pour but de faire de l'or. Il ne seroit pas convenable de tracer ici l'histoire des erreurs de l'esprit humain. Comme l'or est le moyen par lequel on parvient à presque tous les desseins que l'homme se propose, il n'est pas étonnant que lorsqu'on croyoit une fois à la possibilité d'un tel art, on employât tout pour pouvoir réussir. Il manquoit à la plupart des alchimistes les connoissances exactes, et ils préféroient l'illusion, ce qui étoit beaucoup plus facile. L'idée de faire de l'or paroissoit si certaine aux alchimistes, que jusqu'au

(1) Cet instrument, imaginé par M. Descroizilles aîné, pour reconnoître la quantité de potasse réelle dans une potasse du commerce, consiste en un tube de verre gradué qui sert à mesurer l'acide sulfurique nécessaire pour saturer une quantité donnée de potasse. *Voyez* la Description et la Planche de cet instrument, Annal. de Chimie, t. 60, p. 17. (*Note des Traducteurs.*)

temps de Stahl, à peine en trouve-t-on quelques-uns qui n'aient eu cette persuasion. Il exista même des partisans après la mort de ce chimiste.

Personne n'a encore résolu le problême de convertir un métal dans un autre, et c'est le point le plus important; on trouve au contraire une foule d'essais infructueux. Celui qui veut faire de l'or, doit avant tout connoître les parties constituantes de ce métal, mais jusqu'ici, il n'a point été décomposé. C'est donc toujours pour nous un corps simple, et l'idée de sa composition sera illusoire tant qu'on n'aura pas séparé ses parties composantes.

Si l'on vouloit définir l'*alchimie* de manière à considérer les corps simples artificiels, autres que des corps naturels, en cherchant à décomposer les premiers dans leurs principes éloignés, ce seroit véritablement adopter les idées des modernes, et certes, les anciens étoient loin de penser ainsi. Dans ce sens, tout chimiste seroit, à la vérité, alchimiste.

ALCOOL. Alcohol. *Alkohol.*

Ce nom a été donné à des substances réduites en poudres impalpables. On nommoit aussi le broiement des corps friables, *alcoolisation*. Aujourd'hui on entend ordinairement par *alcool* un liquide particulier, formé par une altération dont sont capables certains principes organiques (la fermentation vineuse). Il est constamment mêlé avec d'autres substances, et principalement avec l'eau. Comme il est plus volatil que l'eau, on peut l'en séparer en grande partie par la distillation.

Cependant toute l'eau ne peut être enlevée à l'*alcool* par la simple distillation; il faut avoir recours à d'autres moyens. On se sert assez ordinairement de la potasse carbonatée que l'on a préalablement fait rougir pendant une demi-heure dans un creuset. Dans cet état, le sel a une forte attraction pour l'eau, s'y unit et se précipite en raison de sa pesanteur spécifique, qui est plus grande que celle de l'*alcool*. On décante l'*alcool* qui surnage, ou bien on fait couler le liquide inférieur par un robinet placé à l'extrémité inférieure du vase. On répète ce procédé jusqu'à ce qu'une nouvelle quantité de potasse ne se liquéfie

plus. On appelle l'*alcool* traité de cette manière, *alcool déphlegmé* par le sel de tartre.

L'*alcool* obtenu par ce procédé, contient toujours un peu de potasse, que l'on sépare par la distillation à une douce chaleur; il est essentiel de ne pas pousser la distillation jusqu'à siccité. La pesanteur spécifique de cet *alcool*, d'après Bergmann, à une température moyenne, est de 0,820 jusqu'à 0,825. C'est à Raimund Lullus que l'on doit ce procédé.

Lowitz et Richter ont cherché les moyens d'enlever à l'*alcool* une grande quantité d'eau. Le premier ajoute à l'*alcool*, déjà traité comme ci-dessus, une nouvelle quantité de carbonate de potasse nouvellement chauffé au rouge, de manière qu'il en résulte un mélange presque sec; il soumet le tout à la distillation à une chaleur très-douce. La pesanteur spécifique de cet *alcool* est, à la température de 36 degrés Fahr., 2,22 centig., de 0,791. (Annal. de Crell, t. 1, p. 145.)

Richter emploie le muriate de chaux. Dans un *alcool* qui contient, d'après son alcoolimètre, 0,12, il ajoute du muriate de chaux, fondu et pulvérisé grossièrement, autant que l'*alcool* peut en dissoudre. On l'agite pendant une demi-journée; on distille ensuite le liquide qui a acquis une consistance assez considérable. Richter appelle cet *alcool* ainsi rectifié, *alcool absolu*.

L'*alcool* est un liquide transparent, sans couleur. Son odeur est agréable, sa saveur est forte, pénétrante, brûlante. Sa pesanteur spécifique, obtenue par un autre moyen que celui de Lowitz et de Richter, est de 0,816, rarement de 0,800; celui de Lowitz et de Richter est de 0,791. L'*alcool* du commerce est rarement à 0,8371.

Tel degré de froid qu'on ait pu obtenir, il a été impossible de le faire passer à l'état concret.

Il est très-volatil; 132 degrés Fahr., 55,56 centig., de température suffisent pour le porter à l'ébullition, alors il se vaporise; mais il repasse promptement à l'état liquide dès que la température est moindre.

Dans le vide, l'*alcool* commence à bouillir à 56 degrés, 13,33 centig., de manière que si la pression de l'atmosphère

n'arrêtoit pas sa vaporisation, il pourroit être à cette température à l'état de gaz, comme Lavoisier l'a remarqué.

L'*alcool* brûle avec une flamme blanche au milieu et bleue vers les bords. Pendant sa combustion, il se forme une quantité considérable d'eau. Lorsque la quantité d'air est suffisante, il brûle sans laisser aucun résidu charbonneux, et ne forme point de fumée.

Black avoit soupçonné, d'après ses expériences, que le poids de l'eau obtenue étoit plus considérable que celui de l'*alcool* employé. Lavoisier est le premier qui, après avoir fait une analyse plus exacte de l'*alcool*, ait donné l'explication de ce phénomène.

Il plaça sur du mercure une lampe alimentée avec une quantité connue d'*alcool*, sous une cloche d'air atmosphérique; il fit communiquer cette cloche avec une autre, remplie de gaz oxigène, à l'aide d'un tuyau garni d'un robinet. La mèche fut allumée, et dès qu'on s'aperçut que la flamme diminuoit, on fit passer du gaz oxigène. Dans cette expérience, on brûla 76,7083 grains d'*alcool*, qui exigèrent 90,5060 grains de gaz oxigène.

On trouva, après la combustion, sous la cloche, 115,41 pouces cubes de gaz acide carbonique, dont le poids étoit de 78,1192 grains; il y avoit en outre beaucoup d'eau de formée, dont la quantité fut estimée, par Lavoisier, à 89,0951, en supposant que rien n'ait été perdu.

Le résidu, dans les vaisseaux, étoit composé d'acide carbonique et d'eau; Lavoisier en conclut que le poids d'acide carbonique et d'eau devoit être égal au poids d'*alcool* et de gaz oxigène consommés.

Mais, d'après ce chimiste, 78,1192 grains d'acide carbonique contiennent 55,279 grains d'oxigène; et comme 90,506 grains de gaz oxigène avoient disparu, il conclua que les 35,227 grains qui manquoient, avoient été employés à la formation de l'eau.

Ces 35,227 grains de gaz oxigène exigeant cependant 6,038 grains de gaz hydrogène pour former de l'eau, la quantité d'eau obtenue devroit être alors de 41,625 grains; mais comme on a trouvé 89,095 grains d'eau sous la

cloche, il faut que 47,83 grains d'eau aient été contenus dans l'*alcool*.

Il résulte de ces faits, suivant Lavoisier, que les 76,7083 grains d'*alcool* qui ont été consommés par la combustion, sont composés de carbone 22,840, hydrogène 6,030, eau 47,830; par conséquent, 100 parties d'*alcool* contiennent, en poids, carbone 29,779, hydrogène 7,862, eau 62,359. Voyez *Lavoisier*, Mém. de l'Academ. des Sciences, 1784, p. 593, et Ann. de Crell, 1790, t. 1, p. 518.

On pourroit objecter, à l'analyse de Lavoisier, que cette manière de déterminer la quantité d'*alcool* brûlé par le poids de la lampe, avant et après l'expérience, et en adoptant la différence du poids pour la quantité d'*alcool* brûlé, n'est pas très-exacte; car une partie d'*alcool* évaporée se trouve comptée comme brûlée dans le calcul. Une autre source d'erreur est que la quantité d'eau est déterminée, non par le poids, mais par le calcul. Enfin, l'eau obtenue dans la combustion de l'*alcool* peut être produite et non séparée, comme Lavoisier le suppose.

Si l'on a égard à la dernière circonstance, et si l'on substitue à l'eau ses parties constituantes, 100 parties d'*alcool* contiendroient carbone 29,779, hydrogène 17,205, oxigène 53,016.

Lavoisier s'est servi d'un *alcool* dont la pesanteur spécifique étoit de 0,8293, contenant, d'après cela, 14,37 pour 100 d'eau, et ne renfermant que 85,63 d'*alcool* réel. Le calcul ne donneroit alors que 34,77 de carbone, 47,66 d'oxigène, 17,57 d'hydrogène.

Si, d'un autre côté, on a égard à ce que le charbon, considéré par Lavoisier comme simple, est composé de 62,5 parties de carbone et de 37,5 d'oxigène, et si l'on substitue à 34,77 de charbon, ses parties constituantes, on aura, pour 100 parties d'*alcool*, carbone 21,73, hydrogène 17,58, oxigène 60,69.

On ne doit cependant regarder ces rapports que comme approximatifs.

Cruikschank fit détonner un mélange d'*alcool* en vapeur et de gaz oxigène. Il conclut de ses expériences, que la quantité de carbone, dans l'*alcool*, étoit à celle de l'hy-

drogène comme 19 est à 1. (*Voyez* Journ. de Nicholson, t. 5, p. 205.) Quoique cette conclusion s'écarte beaucoup de celle donnée ci-dessus, elle ne peut encore fixer les rapports des parties constituantes de l'*alcool* (1).

Que l'*alcool* contienne de l'oxigène, il n'y a nul doute, les expériences de Fourcroy et Vauquelin le prouvent. Ils ont fait un mélange de parties égales d'*alcool* et d'acide sulfurique. L'*alcool* fut décomposé sans que l'acide sulfurique eût subi aucun changement ; il se forma de l'eau et de l'éther. Il est probable que cette eau doit sa formation à l'oxigène contenu dans l'*alcool*.

Lorsqu'on fait passer de l'*alcool* en vapeur à travers un tube de porcelaine rouge, muni d'un récipient, l'*alcool* est décomposé ; il se dégage du gaz hydrogène carboné et du gaz acide carbonique, de l'eau coule sur les parois du vase, et l'on trouve de petits cristaux brillants, qui ne sont qu'une huile volatile concrète. Le tube de porcelaine est enduit intérieurement d'une couche d'oxide de carbone. Priestley est l'auteur de cette expérience, qui fut ensuite répétée par les chimistes hollandais, lesquels ont examiné les produits avec plus d'exactitude.

L'*alcool* s'unit à l'eau en toute proportion. Si l'on mêle les deux fluides à une température moyenne, il y a dégagement de calorique. Si l'on emploie de la glace au lieu d'eau, la température est abaissée de 15 à 16 degrés. La pesanteur spécifique du mélange est différente d'après la proportion des deux liquides ; mais le poids du mélange est toujours plus grand qu'il ne devroit être d'après le

---

(1) M. Théodore de Saussure, par des procédés ingénieux, a repris l'analyse de l'*alcool*. En opérant la combustion de l'*alcool* par le moyen d'une lampe, ou bien en brûlant les vapeurs d'*alcool* à l'aide du gaz hydrogène dans l'eudiomètre de Volta, sur du mercure, ce chimiste est parvenu à déterminer d'une manière précise les principes de l'*alcool*. Il a d'abord eu pour résultat 42,82 de carbone, 15,82 d'hydrogène et 41,36 d'oxigène.

En brûlant l'*alcool* de manière à recueillir l'eau qui se forme, M. de Saussure a vu qu'elle contenoit un peu d'acétate d'ammoniaque ; d'après ces données, M. de Saussure a fait passer de l'*alcool* à travers un tube de porcelaine rouge ; de toutes les évaluations contenues dans ce travail, il résulte que 100 parties d'*alcool* ont produit 43,65 de carbone, 37,85 d'oxigène, 14,94 d'hydrogène, 4,52 d'azote, 0,04 de cendres. (*Note des Traducteurs.*)

calcul : il y a par conséquent une pénétration réciproque des deux liquides. Comme la pénétration et la condensation est différente, d'après les proportions des liquides, la pesanteur spécifique des divers mélanges d'eau et d'*alcool* ne peut être déterminée que par des expériences.

Comme les eaux-de-vie de commerce, ou les mélanges d'eau et d'*alcool*, se trouvent dans les proportions différentes, l'Etat a cru devoir considérer cet objet, vu l'impôt sur les boissons.

Pour l'Angleterre, Blagden et Gilpin ont fait, par ordre du Gouvernement, des tables pour la pesanteur spécifique de l'*alcool* mêlé à diverses températures. L'*alcool* pris pour étalon avoit une pesanteur spécifique de 0,825, et contient, d'après les expériences de Gilpin, 100 parties d'*alcool*, et 4,5 d'eau ; d'après Thomson 100 d'*alcool*, et 7,55 d'eau.

Lowitz et Richter ont déterminé la quantité d'*alcool* dans les liquides composés d'eau et d'*alcool*, à la température de 16 degrés de Réaumur, ou de 68 de Fahrenheit ; il faut observer que les tables de Blagden et de Gilpin déterminent le volume des deux liquides, tandis que les tables de Lowitz et de Richter n'en donnent que le poids.

L'*alcool* n'agit point à froid sur le soufre solide ; mais en faisant rencontrer les deux substances en vapeur, elles forment un composé qui exhale l'odeur de gaz hydrogène sulfuré.

Pour obtenir cet *alcool* sulfuré, on suspend dans un alambic de verre, contenant du soufre, un vase dans lequel on a mis de l'*alcool*. On recouvre l'alambic de son chapiteau, et on y adapte un récipient. A l'aide du calorique les deux substances se rencontrent à l'état de vapeur, et se combinent. Le liquide qui vient se condenser dans le récipient est d'un rouge brunâtre, d'une odeur de gaz hydrogène sulfuré, et laisse précipiter du soufre par l'addition de l'eau. Ce composé contient à peu près 60 parties d'*alcool* contre une de soufre. Suivant Trommsdorff, il n'y a que 24 parties d'*alcool* et une de soufre.

L'*alcool* dissout à chaud une petite quantité de phosphore ; cette dissolution a l'odeur de gaz hydrogène phosphoré. Lorsqu'on en verse dans de l'eau, on aperçoit

dans l'obscurité une lueur qui a lieu à la surface. Ce phénomène doit être attribué au dégagement du gaz hydrogène phosphoré.

Si l'on ajoute de l'eau à l'*alcool* phosphoré, on en précipite du phosphore. L'*alcool* phosphoré, évaporé jusqu'au tiers de son volume, donne du phosphore cristallisé. Boyle examina le premier la combinaison du phosphore avec l'*alcool*, et Brugnatelli en a décrit plusieurs propriétés.

Les alcalis fixes sont facilement solubles dans l'*alcool*; la solution a une couleur rougeâtre et une saveur âcre. On emploie ce procédé pour obtenir les alcalis à un grand degré de pureté. Si l'on distille cet *alcool*, le produit a une pesanteur spécifique moindre, et il se sépare une espèce de résine.

L'ammoniaque se combine à chaud avec l'*alcool*; à une température inférieure à celle nécessaire pour porter l'*alcool* à l'ébullition, l'ammoniaque se dégage, entraînant un peu d'*alcool*.

Si l'on fait chauffer quelque temps de l'*alcool* avec la barite, la chaux et la strontiane, il se colore, et paroît subir un commencement de décomposition.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique oxigéné, décomposent l'*alcool*. Parties égales d'acide et d'*alcool*, forment les différents éthers. *Voyez* l'article Ether.

Si l'on mêle au contraire 3 ou 4 parties d'*alcool* avec une partie d'acide, on obtient les mélanges qu'on appelle acides dulcifiés.

Suivant M. Cadet, un mélange à parties égales d'acide sulfurique et d'*alcool* (de chaque 2 pintes), a donné, après un repos de 30 heures, de beaux cristaux d'acide oxalique.

Les autres acides, excepté les acides métallique, phosphorique et prussique, se dissolvent dans l'*alcool*, sans y produire de décomposition.

L'*alcool* absorbe presque partie égale de gaz nitreux en poids; le gaz peut en être séparé par la chaleur.

Plusieurs sels se dissolvent en plus ou moins grande quantité dans l'*alcool*; d'autres y sont insolubles. La solubilité des sels dépend de la température et de la pesanteur

spécifique de l'*alcool*. D'après Kirwan, un *alcool* de 0,900 dissout 0,006 de nitrate de soude, tandis que l'*alcool* à 0,817 n'en dissout pas.

L'*alcool* rectifié d'après le procédé de Lowitz et Richter, ne dissout pas le muriate de chaux; tandis que celui qui n'est pas autant déflegmé, le dissout avec facilité. Les sels efflorescents ne sont pas solubles dans l'*alcool*, ce qui donne la facilité de les séparer des sels déliquescents.

Plusieurs sels donnent à l'*alcool* la propriété de brûler d'une flamme colorée; avec le nitrate de strontiane la flamme est purpurine. L'acide boracique et les sels cuivreux lui communiquent une flamme verte.

La solution du muriate de chaux brûle en rouge; celle du nitrate de potasse et du muriate suroxigéné de mercure donnent une flamme jaune.

L'*alcool* dissout aussi plusieurs matériaux immédiats des végétaux; le sucre, l'extractif, les huiles volatiles, le camphre, les résines, les baumes, diverses matières colorantes, etc.

L'*alcool* très-rectifié est susceptible de dissoudre plusieurs huiles grasses, telles que l'huile de riccin; le copal s'y dissout aussi; la solution des huiles volatiles et des baumes dans l'*alcool*, constitue la base des différents parfums liquides.

L'*alcool* très-rectifié de Richter et Lowitz, paroît différer de plusieurs autres *alcools* très-déphlegmés, non seulement par la petite quantité d'eau qu'il contient, mais encore par la proportion de ses parties constituantes. Outre la manière d'agir sur d'autres substances, il dépose de la suie après sa combustion, ce qui n'a pas lieu avec l'autre *alcool*.

Ce n'est que depuis qu'on prépare des boissons par la fermentation, tels que le vin et la bierre, que l'on sait que l'*alcool* fait partie des liqueurs spiritueuses; mais le procédé de le séparer de ces liquides n'a été connu que bien après. Chez les Grecs et les Romains, on ne trouve rien qui prouve que ces peuples aient eu connoissance de l'eau-de-vie. Il est probable que nous la devons aux peuples du nord de l'Europe, mais l'époque en est inconnue. C'est dans les ouvrages d'Arnault de Villeneuve, professeur

la médecine à Montpellier, qui vivoit vers la fin du 13e siècle, où l'on trouve le premier procédé décrit. Il n'est pas nécessaire de rappeler que par des procédés plus anciens on n'obtenoit pas d'*alcool*; mais bien une eau-de-vie, ou un *alcool* mêlé d'eau, d'extractif, etc.

De quelque substance qu'on obtienne l'*alcool*, quand il est pur, c'est toujours pour le chimiste le même liquide.

Les usages de l'*alcool* sont très-multipliés; c'est un puissant excitatif; il devient, entre les mains de nos browniens, si l'on peut s'exprimer ainsi, une *aqua vitæ*. Il est le dissolvant de plusieurs substances, et devient par-là leur véhicule. Il constitue la partie principale des eaux aromatiques spiritueuses, des teintures, des essences, etc. Il sert à la préparation de plusieurs vernis; on l'emploie dans la teinture sur soie; enfin, toute eau-de-vie n'est qu'un *alcool* mêlé avec plus ou moins d'eau.

ALCOOLIMÈTRE. *Voyez* ARÉOMÈTRE.

ALLIAGE. Ce nom est employé en chimie pour désigner l'union de différents métaux ensemble. *Voyez* art. MÉTAUX.

ALLOCHROÏTE. Allochroïtes, *Allochroït*.

Ce nom a été donné par Dandrada à un fossile trouvé jusqu'ici dans la mine de fer de *Virums*, près Drammen, en Norvège. Les fossiles qui l'accompagnent sont des mines de fer, et quelquefois des grenats.

Sa couleur est d'un jaune de paille sale; quelquefois elle tire au rougeâtre. Son tissu est lamelleux; les lames sont épaisses, difficiles à se détacher. La cassure est imparfaitement conchoïde, tantôt éclatante, tantôt mate. Il est opaque, sur les bords, à peine translucide.

Il est assez dur pour donner des étincelles avec l'acier, mais pas assez pour rayer le quartz.

L'*allochroïte* est parfaitement infusible sans intermède. Si on le fait fondre avec du phosphate de soude ou d'ammoniaque, il change de couleur; ce qui avoit fait soupçonner à Dandrada que ce fossile contenoit une substance métallique. Il a l'aspect de l'émail lorsqu'il est refroidi, et

devient rouge jaunâtre, gris verdâtre, et finit par le blanc jaunâtre sale. Vauquelin a analysé cette substance, il y a trouvé silice 35, chaux 30, carbonate de chaux 6, alumine 8, oxide de fer 17, manganèse 3.

Il est probable que le changement de couleur obtenu par la fusion avec les phosphates, provient de la présence du fer et du manganèse. (Dictionn. des Sciences natur., t. 1, p. 480.)

ALUDEL. Capitellum sublimatorium. *Aludel.*

C'est une espèce de chapiteau qui est ouvert à son extrémité supérieure et inférieure. On en pose ordinairement plusieurs les uns sur les autres; on ferme le dernier en y laissant une petite ouverture, d'où part un tuyau; ce qui lui donne la forme d'un chapiteau très-spacieux, dont la partie supérieure est très-éloignée du feu, et dans laquelle les vapeurs se rafraîchissent et se déposent.

ALUMINE. Alumina. *Alaunerde.*

Cette terre a été confondue pendant long-temps, soit avec la chaux, soit avec la silice. *Geoffroy le jeune*, Mémoires de Paris, 1724, p. 547; 1727, p. 425; 1744, p. 97: *Crell*, Nouv. archives de Chim., t. 2, p. 188; t. 3, p. 126; t. 4, p. 118: *Gellert*, Chim. métallurg., 1750, p. 243: *Hellot*, Mém. part., 1739, p. 80, ont reconnu que la terre qui fait le caractère de l'argile étoit la même que celle que l'on trouve dans l'alun. Marggraf a mieux établi la différence qui existoit entre elle et la chaux, il y a reconnu plusieurs propriétés particulières (*voyez* ses écrits chimiques, t. 1, p. 187); ensuite Macquer, Bergmann, Schéele et plusieurs autres ont contribué par leurs travaux à la connoissance plus exacte de cette substance.

L'*alumine* ne se trouve jamais pure dans la nature; on se la procure par l'art. On dissout, à cet effet, de l'alun dans l'eau; on y ajoute de l'ammoniaque jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité; on filtre et l'on fait sécher le précipité. Cette substance est l'*alumine*. On ne peut pas encore la regarder comme pure, parce qu'elle retient toujours

un peu d'acide sulfurique et de potasse. On peut en séparer ces substances en faisant dissoudre l'*alumine* nouvellement précipitée dans l'acide muriatique; on fait évaporer jusqu'à ce qu'une goutte de la liqueur cristallise par refroidissement. On fait alors cristalliser le tout, et on enlève les cristaux à mesure qu'ils se forment. On fait évaporer de nouveau la liqueur restante pour obtenir une seconde cristallisation. Par ce procédé, on peut séparer presque la totalité de l'alun retenu par l'*alumine*. On décompose le muriate d'*alumine* par l'ammoniaque; on lave avec soin l'*alumine* précipitée, et on la fait sécher.

L'*alumine*, suivant sa précipitation, a un aspect différent. Si l'alun est dissous dans le moins d'eau possible, l'*alumine* précipitée a une couleur blanche, est friable, très-spongieuse, et happe fortement à la langue. Dans cet état, Saussure la nomme *alumine spongieuse*. (Journal de Phys., t. 42, p. 280.)

Si le sel est dissous dans une grande quantité d'eau, on obtient l'*alumine*, après sa dessication, en masse rude, transparente, jaunâtre, qui, tenue dans la main, craque comme on l'observe pour le soufre. Sa cassure est lisse, conchoïde, ne happe pas à la langue, et n'a nulle ressemblance avec une terre. Dans cet état, Saussure l'appelle *alumine gélatineuse*.

L'*alumine* n'a pas de saveur déterminée; elle s'attache à la langue et au palais, les sèche et les resserre, en absorbant l'humidité. L'impression qu'elle produit sur les organes du goût, est ce qu'on appelle *saveur terreuse*. Lorsqu'elle est parfaitement pure, elle est sans odeur; si elle contient de l'oxide de fer, elle répand, en soufflant dessus, une odeur particulière, qui sert de caractère à plusieurs fossiles argileux. Sa pesanteur spécifique, d'après Kirwan, est de 2,00.

La lumière n'altère pas l'*alumine*. Exposée à la chaleur, l'eau qui y est combinée, se volatilise, et les molécules de l'*alumine* se rapprochent. Il existe ici une différence entre l'*alumine* spongieuse et celle gélatineuse. L'*alumine* spongieuse laisse dégager plus facilement l'humidité que la gélatineuse.

La première perd à une chaleur rouge 0,58, et la der-

nière 0,43 de leur poids. L'*alumine* spongieuse, même exposée à une température de 130 degrés du pyromètre de Wedgwood, ne perd que 58 pour 100. L'*alumine* gélatineuse, au contraire, perd, circonstances égales d'ailleurs, 48,25. A une température de 60 degrés, toutes les deux contiennent une égale quantité d'eau. La diminution de volume de l'*alumine* ne peut donc pas être entièrement attribuée au dégagement de l'humidité ; car, exposée au 130e degré de Wedgwood, elle ne perd pas de son poids à une température plus élevée, et cependant il y a diminution de volume. On doit donc plutôt attribuer ce phénomène à une combinaison plus intime des molécules.

Comme le retrait que l'*alumine* éprouve est en rapport avec la température, Wedgwood s'est servi de cylindres faits avec une terre argileuse pour mesurer l'intensité des températures. *Voyez* l'article PYROMÈTRE.

L'*alumine*, exposée au feu, acquiert une très-grande dureté, de manière qu'elle donne des étincelles avec l'acier. Elle est presque infusible, et sa fusion ne peut être obtenue que par la flamme alimentée par le gaz oxigène, comme Lavoisier l'a démontré. Alors on la convertit en un émail très-dur et demi-transparent. Saussure a établi la température à laquelle l'*alumine* entre en fusion, à 1575 degrés du pyromètre de Wedgwood. *Voyez* Journal de Physique, 1794.

L'*alumine* est insoluble dans l'eau, mais elle se divise dans ce liquide avec facilité. Elle a en général une grande attraction pour l'eau. Ordinairement elle prend partie égale de son poids d'eau, qu'elle abandonne à une température très-élevée. L'*alumine* calcinée et porphyrisée, quoique humectée d'eau, n'acquiert plus la ténacité qu'elle avoit auparavant. On ne connoît pas encore la raison de ce phénomène. Lorsque la température se trouve au-dessous de 0, l'*alumine* se resserre et laisse échapper une plus grande quantité d'eau que les autres terres. Cette propriété est importante pour l'agriculture.

Les corps combustibles s'unissent peu avec cette terre. On essayeroit inutilement de la combiner avec le soufre ; mais si l'*alumine* est unie à l'acide sulfurique, comme dans l'alun, on peut former un sulfure en chauffant ce sel avec

u soufre et du charbon. La combinaison de l'*alumine* vec le charbon, se rencontre fréquemment dans la na- ure; tels sont les espèces de charbon de terre. On peut ussi préparer ce carbure de toute pièce.

La potasse et la soude se combinent avec l'*alumine*. orsqu'on les chauffe ensemble, on obtient une masse oreuse, opaque. Une lessive bouillante de ces alcalis issout l'*alumine*. En versant un acide dans la dissolution, *alumine* se précipite sans être altérée. On se sert quel- uefois de ce moyen pour se procurer l'*alumine* dans un rand degré de pureté; car il est difficile d'enlever à l'*alu- mine*, lorsqu'on ne la dissout pas dans l'alcali, tout le fer, insi que tout l'acide. L'*alumine*, fortement calcinée, se lissout très-difficilement dans les alcalis.

La barite et la strontiane se combinent aussi avec l'*alumine*; lorsqu'on les chauffe ensemble dans un creuset, on obtient une masse verdâtre ou bleuâtre, qui a peu d'adhérence. On peut opérer aussi une combinaison de ces terres à l'aide de l'eau. Dans ce cas, il se forme deux composés : l'un contient un excès d'*alumine* et le précipité est sous la forme d'une poudre insoluble, l'autre un excès de barite ou de strontiane qui est soluble dans l'eau. (*Vauquelin*, Annal. de Chim., t. 24, p. 270.)

L'*alumine* a une grande affinité avec la chaux; elle en- tre facilement en fusion avec elle.

Avec la magnésie, l'*alumine* ne s'unit pas à la tempé- rature de 150 degrés du pyromètre de Wedgwood. Des mélanges de chaux en excès avec la magnésie et l'*alumine* ne sont pas vitrifiables; on emploie donc environ 3 parties de chaux, 2 de magnésie et 1 d'*alumine*. Si, dans ces mé- langes, la magnésie est prédominante, il faut 166 degrés de Wedgwood pour obtenir une fusion; lorsque l'*alumine* prédomine, la fusion a lieu avec plus de facilité.

Il existe entre la silice et l'*alumine* une grande at- traction. Si l'on mêle des dissolutions de potasse sili- cée et de potasse aluminée, il se forme sur-le-champ un anneau brun, qui, par l'agitation, se divise dans toute la liqueur. Le mélange prend ensuite, au bout d'une heure, la consistance d'une gelée. (*Guyton*, Annal. de Chim., t. 31, p. 249.) Différentes proportions d'*alumine*

et de silice forment diverses espèces de poterie grossière et fine. Chenevix a remarqué dans l'analyse des fossiles que l'*alumine*, par son union avec la silice, la rendoit soluble dans l'acide muriatique.

Avec la zircone, l'*alumine* produit des mélanges fusibles. Elle ne se combine point avec les métaux, mais elle a une grande affinité pour les oxides métalliques, surtout pour ceux qui sont au *maximum* d'oxidation. Plusieurs de ces composés se rencontrent dans la nature, tel, par exemple, la substance connue sous le nom d'*ocre*, employée en peinture.

L'*alumine* se combine avec les acides, et forme avec eux des sels dont il sera parlé ailleurs.

Elle décompose les nitrates à l'aide de la chaleur, et l'acide se dégage. Elle agit de la même manière sur quelques muriates. Elle se vitrifie avec les phosphates.

Elle s'unit à plusieurs principes des végétaux. Avec les huiles, on forme un lut; on la mêle aussi aux mucilages, à l'extractif, etc. Mêlée avec le camphre et distillée, on le décompose en partie.

Ses usages dans les arts sont extrêmement multipliés. Elle fait la partie principale des poteries, depuis la plus grossière jusqu'à la porcelaine la plus fine. Elle sert aussi à la fabrication d'une foule d'ustensiles susceptibles de supporter un grand feu. Les teinturiers, les foulons, les imprimeurs d'étoffes, etc., la réclament aussi.

ALUMINE NATIVE. Argila pura Wern. *Natuerliche alaunerde.*

Ce nom a été donné à un fossile qui se trouve à Halle, en masses compactes réniformes. Sa couleur est d'un blanc de neige et d'un blanc jaunâtre. Il est doux au toucher, maigre et moux, tache les doigts, sans éclat, opaque, happant foiblement à la langue, et se divisant facilement dans l'eau. Sa pesanteur spécifique est entre 1,305 et 1,609.

Il est composé, d'après Fourcroy, d'*alumine* 45, sulfate de chaux 24, eau 27, chaux, silice et muriate de chaux 4.

Et d'après

	Simon,	Bucholz,
d'*Alumine*	32,5	31
Acide sulfurique	19,25	21,5
Fer.	0,45	
Chaux.	0,35	»
Silice	0,45	
Eau	47	45
	100	99,5

D'après ces analyses on ne peut pas regarder ce fossile comme l'*alumine* pure ; le saphir mériteroit plutôt ce nom, puisque, suivant Klaproth, il contient 98,5 d'*alumine*.

ALUN. Alumen. *Alaun*.

L'*alun* est un sel triple, quelquefois quadruple, composé d'acide sulfurique, d'alumine, de potasse ou d'ammoniaque, ou de ces deux substances ensemble, dans lequel l'acide prédomine. Il existe tout formé dans la nature. Tournefort trouva ce sel en efflorescence à l'île de Milo dans des cavernes alumineuses, en couches, d'une épaisseur de 9 à 10 lignes. La fameuse grotte alumineuse de *Capo Miseno*, donne aussi un *alun* naturel. Cette substance a été analysée par Klaproth : *voyez* son ouvrage sur les minéraux, vol. 1, p. 311 ; il y a trouvé sur 1000 parties 470 d'*alun* entièrement formé, et 290 qui ont exigé un peu de potasse pour cristalliser. Malgré ces *aluns* naturels, comme son usage est très-multiplié, on le prépare artificiellement, il est employé depuis les temps les plus reculés.

La *stupteria* des Grecs et l'*alumen* des Romains n'étoient pas de l'*alun*, mais un vitriol naturel, formé par des pyrites qui ne différoient pas du misy et du sory de Pline ; il paroît plutôt que le *trichites* de Dioscoride est un *alun* naturel quoique impur.

On croit que c'est dans l'Orient où les plus anciennes fabriques d'*alun* ont existé. La plus connue est celle de *Rocca*, aujourd'hui *Edessa*, en Syrie, d'où vient le nom d'*alun* de roche, *alumen roccæ*, comme Bergmann l'a démontré.

On range en deux classes les pierres d'où l'on extrait l'*alun* : dans les unes on le trouve tout formé, et les

autres ne contiennent que ses parties constituantes ; c'est alors qu'il faut employer les moyens convenables pour obtenir la combinaison.

La pierre alumineuse de Tolfa appartient à la première classe. Jean de Castro trouva le premier ce fossile ; il a été conduit à cette découverte, parce qu'il s'étoit aperçu que la plante *ilex aquifolium* croissoit en quantité dans les terrains alumineux.

On calcine la pierre d'*alun* dans de grands fours qui ressemblent assez aux fours à chaux. Dans cette opération on n'a pas pour but l'oxigénation du soufre, mais bien de diminuer la cohésion des molécules pour faciliter l'interposition de l'eau. Cette opération, que l'on appelle aussi *grillage*, se répète deux fois. Le premier grillage donne au sulfure une couleur d'un rouge pâle ; le second le rend parfaitement blanc. On arrange ensuite cette substance en tas peu élevés sur de grands échafauds oblongs, environnés d'un fossé pavé et arrosé pendant 40 jours avec de l'eau du fossé. L'action réunie du soleil et de l'humidité fait tomber les pierres en efflorescence, et présente une espèce de bouillie d'un rouge pâle. On lave avec la moins grande quantité d'eau chaude possible, et l'on fait évaporer la lessive sans autre addition.

A la Solfatara près *Puzzuoli* on suit un procédé semblable. La nature forme les principes nécessaires à la formation de l'*alun*. Des vapeurs sulfureuses et sulfuriques pénètrent à travers les ouvertures dans le sol volcanique ; les premières déposent un soufre solide, les secondes pénètrent les morceaux de la lave argileuse, se combinent avec l'alumine, et forment des couches minces, qui, lessivées et cristallisées, donnent un très-bel *alun*. Quant à l'alcali, il paroît qu'on en trouve assez dans les laves pour faire cristalliser l'*alun*.

Breislack a augmenté le produit de l'*alun*, en étendant sur de vastes plans les mines d'*alun* ; il multiplie par-là le contact de l'air. Il en est de même en creusant des cavernes dans les volcans.

La température du sol facilite singulièrement l'opération ; elle est de 37 à 38 degrés, et est employée à l'évaporation de la lessive d'*alun*. Dès qu'elle a le point de

concentration, on la met dans des chaudières de plomb enfoncées dans la terre, la lessive reçoit alors le degré de chaleur nécessaire.

On trouve aussi dans les environs de la Solfatara des pierres volcaniques, dures, blanches, alunifères, semblables à la pierre d'*alun* de la Tolfa ; elles peuvent être employées pour faire de l'*alun*. (Mémoire de l'Académie des Sciences, 1750. *Voyez* NOLLET.)

Les schistes alumineux de la deuxième classe ne contiennent que les éléments des parties constituantes de l'*alun*, aussi exigent-ils des opérations préparatoires pour développer les parties, et les rendre propres à une combinaison entre elles.

Chaque fossile qui contient l'alumine et le soufre dans des proportions convenables, est susceptible de fournir de l'*alun*.

Les schistes argileux les plus recherchés sont ceux qui ont le tissu dur comme la pierre, alors ils sont exposés au grillage ; si la consistance est plus molle, on ne les grille pas. On en fait des tas ou galeries, et on les laisse plusieurs mois, et même deux ans au contact de l'air ; ils s'effleurissent très-promptement si l'air est humide (1).

On croyoit autrefois que dans les mines alumineuses le soufre étoit combiné avec le fer en pyrite, et que par leur décomposition il se formoit de l'acide sulfurique. Klaproth trouva au contraire que le soufre étoit intimement combiné avec le charbon, combinaison qui n'étoit pas encore connue. L'œil armé de la meilleure loupe, ne

---

(1) Il est des endroits où l'on suit des procédés divers. On met les mines sans être grillées, en tas, dont la circonférence est très-considérable. On les retourne de temps en temps, et on les humecte d'eau, dans une saison très-sèche. Quand l'efflorescence est assez avancée, on grille les mines.

Le grillage s'opère suivant les circonstances, d'une manière différente. Ordinairement on sépare les mines par du bois et l'on construit une pyramide qui a 25 jusqu'à 30 couches. On ajoute successivement d'autres mines à mesure que les couches inférieures sont grillées.

Cette opération dure deux à trois mois, en y comprenant le refroidissement, qui est à peu près de vingt jours. Il faut éviter de donner un feu trop fort, pour ne pas brûler l'alumine, et pour que les mines n'acquièrent pas trop de dureté.

sauroit trouver de points pyriteux ni dans la mine brûlée, ni dans la scorie la mieux lessivée.

Les mines qui contiendroient la pyrite en une si grande quantité, donneroient un *alun* très-ferrugineux. On doit donc préférer leur emploi pour le vitriol de mars. (*Voyez* Nouveau Journal de Chimie, t. 6, p. 51.)

Lorsque la mine est suffisamment effleurie, et divisée dans des caisses appelées *caisses à sédiment*, on verse dessus 4 à 5 fois de l'eau, et on se sert des lessives foibles pour le traitement des mines fraîches. On fait évaporer la lessive dans des chaudières de plomb, jusqu'à ce qu'une portion prenne, par le refroidissement, une consistance mielleuse cristalline. Pendant l'ébullition, le sulfate de fer, mêlé au sulfate d'alumine dans la lessive, est décomposé, il s'oxide davantage; et comme, dans cet état, il ne peut être tenu en dissolution par la même quantité d'acide sulfurique, il se sépare sous la forme d'oxide brun.

Lorsque la lessive est assez rapprochée et bien clarifiée, on la laisse reposer, et on la coule dans des caisses appelées *caisses à agitation*. Si les mines ne contiennent pas l'alcali nécessaire, on en ajoute à la lessive. On emploie dans quelques endroits l'urine, alors l'*alun* contient de l'ammoniaque; on se sert aussi de la cendre du bois, du sulfate de potasse, de l'écume de verre, du flux des savonniers, etc.

Les schistes argileux, grillés avec le charbon de terre, donnent de l'*alun* sans addition d'alcali; il provient de l'ammoniaque que fournit le combustible. La quantité d'alcali doit être égale à la quatrième partie d'acide existant. Lorsqu'on se sert de sulfate de potasse, il faut en prendre le double, en raison de l'alcali pur. L'*alun* se précipite en petits grains cristallisés, ce qu'on connoît sous le nom de *farine d'alun*; on lave ensuite à l'eau froide, et on le dissout dans très-peu d'eau bouillante; on l'abandonne dans de grands vaisseaux de bois, appelés *caisses de cire*, afin qu'il cristallise lentement.

On suit principalement ce procédé dans les fabriques d'*alun* de Liége, d'Angleterre, et particulièrement dans les comtés d'York et de Lancaster, dans plusieurs con-

trées de l'Allemagne et surtout à Freenwalde. (*Voyez* Dictionnaire des Sciences natur., art. *Alun*, et Journal de Chimie, t. 6, p. 35.)

On peut aussi préparer l'*alun* en combinant l'acide sulfurique avec l'argile. C'est ainsi qu'on le fabrique à Javelle, près Paris, et à Montpellier. On calcine l'argile, on la concasse en petits fragments, et on les divise sur le parquet d'une chambre de plomb. On remplit cette chambre d'acide sulfurique en vapeurs, provenant de la combustion d'un mélange de soufre et de nitre. L'acide en vapeurs agit beaucoup mieux que lorsqu'il est liquide, car l'eau qu'il contient affoiblit son action. L'alumine est attaquée, se gonfle, se boursouffle à la surface. Au bout de quelques jours, l'argile exposée à l'action de l'acide est convertie en sulfate d'alumine. On l'enlève afin de favoriser l'action de l'acide sur les parties non attaquées, et on suit pour le reste le procédé indiqué ci-dessus.

Chaptal fait une remarque importante; il conseille, pour opérer une combinaison plus intime et une saturation plus parfaite, d'exposer au contact de l'air les terres alumineuses. (*Voyez* ses Eléments de Chim., 4e édit., t. 2, p. 55.)

Curaudau suit un autre procédé pour préparer l'*alun*. Il prend 100 parties d'argile, 5 parties de muriate de soude et suffisante quantité d'eau pour former une masse pâteuse, dont il forme des boules qu'il fait rougir fortement dans un fourneau de réverbère pendant deux heures, ou jusqu'à ce que l'intérieur du fourneau soit d'un rouge foncé. La calcination achevée, on pulvérise l'argile, on la met dans un vaisseau, et on y ajoute la quatrième partie en poids d'acide sulfurique; on verse l'acide successivement, et on remue chaque fois le mélange. Il se dégage des vapeurs d'acide muriatique; lorsqu'elles sont cessées, on verse une quantité égale d'eau à celle de l'acide sulfurique employée, et on agite bien le mélange. Il s'opère entre l'acide, l'eau et l'alumine, une combinaison si rapide, que la masse s'échauffe, se gonfle, et qu'il se dégage beaucoup de vapeurs. Dès que la température est abaissée, on ajoute 8 et 10 fois autant d'eau qu'on a employé d'acide.

Quand la liqueur est claire, on la fait passer dans des caisses ou des chaudières de plomb; on verse sur le résidu autant d'eau qu'on a retiré de liquide; on la laisse séjourner quelque temps et on la mêle avec le premier liquide; on ajoute alors une lessive de potasse, et l'*alun* se sépare peu à peu de la liqueur. On en retire à peu près trois fois autant du poids de l'acide; on purifie le sel obtenu par des cristallisations répétées.

Curaudau recommande de verser une nouvelle quantité d'eau sur le résidu, et de se servir de cette lessive dans les opérations subséquentes en place d'eau pure. L'avantage qu'a ce procédé sur les autres, consiste en ce que la plus grande partie de l'*alun* cristallise sans chaleur artificielle. *Voyez* Ann. de Chim., t. 46, p. 218.

Lorsque l'*alun* est cristallisé, il présente la forme d'un octaèdre, qui est en même temps, suivant Haüy, sa *forme* primitive. Il est transparent, très-friable, a une cassure vitreuse. Sa saveur est douceâtre et astringente. Il contient de l'acide libre, et rougit les couleurs bleues végétales. Sa pesanteur spécifique est, d'après Hassenfratz, 1,7109. Il est infiniment plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide. A une température de 60 deg., 15,56 centig., il est soluble dans 16 à 20 part. d'eau; au terme bouillant, 3 part. d'eau dissolvent 4 parties d'*alun*. A l'air, l'*alun* effleurit foiblement. Exposé à une douce chaleur, il fond dans son eau de cristallisation; si l'on augmente la température, il se boursouffle, écume, et perd, suivant Bergmann, environ 44 pour 100. Cette perte provient du dégagement de l'eau de cristallisation. Dans cet état, l'*alun* est appelé *alun calciné* (*alumen ustum*); on s'en sert quelquefois comme caustique. Si l'on soumet l'*alun* à un feu très-violent, une partie de l'acide se volatilise. Geoffroy a distillé, dans une bonne cornue de verre, 5 livres d'*alun*, pendant *six jours* à un feu des plus violents et sans interruption; il n'obtint que 3 onces d'acide sulfurique. On appeloit *autrefois* l'acide ainsi obtenu, *esprit d'alun* (1).

Le charbon, le phosphore et d'autres corps combusti-

(1) Gay-Lussac, en distillant de l'*alun*, a obtenu du gaz oxigène et du gaz acide sulfureux. (*Note des Traducteurs.*)

bles, excepté le soufre, décomposent l'*alun*. Lorsqu'on le traite convenablement avec des substances végétales et animales, il fournit avec la plupart d'entre elles du pyrophore. *Voyez* cet article.

La barite, la chaux, la strontiane, la magnésie, la glucine et les alcalis s'emparent de l'acide sulfurique et en précipitent l'alumine.

Les acides ne le décomposent pas.

Ce n'est que depuis peu de temps que l'on connoît mieux les parties constituantes de ce sel. Quant aux proportions, il règne encore beaucoup d'incertitude. Bergmann et Monnet ont remarqué que l'*alun*, sans addition d'un alcali, ne pouvoit jamais cristalliser. Chaptal et Descroizilles ont démontré plus exactement l'emploi de l'alcali dans la préparation de ce sel; mais Vauquelin et Klaproth ont le plus éclairci cet objet.

Klaproth avoit remarqué le premier que la potasse étoit partie essentielle de l'*alun*. Vauquelin en acquit de même l'assurance, en répétant l'analyse de la leucite, faite par Klaproth. Il prouva qu'on ne pouvoit faire de l'*alun* sans potasse, ou sans ammoniaque.

Les parties constituantes de l'*alun*, d'après Bergmann, sont :

Alumine.	18
Acide sulfurique	38
Eau	44
	100

D'après Kirwan, 100 parties d'*alun* contiennent (voyez *Nicholson*, Journ., t. 3) :

	Alun cristallisé.	*Alun* calciné.
Base	12,00	63,75
Acide sulfureux	17,66	36,25
Eau	70,34	
	100,00	100,00

Selon Vauquelin :

Sulfate d'alumine	49
Sulfate de potasse	7
Eau	44
	100

Depuis cette analyse, Vauquelin a évalué la quantité de potasse à 20 pour 100.

D'après Richter, la quantité d'eau de cristallisation est de 0,46, et la proportion de la masse acide, sans eau, est à celle de l'alumine comme 1000 est à 526.

On pourroit peut-être établir ainsi les proportions de l'*alun* du commerce :

Alumine.	11
Potasse	10
Acide sulfurique	11,95
Eau	64,05
	100,00

On distingue plusieurs espèces d'*alun*. Sous le point de vue chimique, on n'a égard qu'à ses parties constituantes; sous celui d'art, on ne considère que les fabriques et quelques propriétés particulières.

La première variété est celle composée d'acide sulfurique, d'alumine et de potasse; la seconde contient de l'ammoniaque au lieu de potasse; dans la troisième on y trouve les deux alcalis réunis.

La quantité de potasse qu'on ajoute à l'*alun* influe sur sa nature. Si la quantité de potasse est plus grande que celle que contient ordinairement l'*alun*, il cristallise alors en cubes, d'où lui vient son nom d'*alun cubique*. Le même phénomène a lieu si l'on ajoute à de l'*alun* ordinaire une plus grande quantité d'alumine. Chaptal a aussi remarqué qu'une dose plus forte de potasse lui ôtoit la propriété de cristalliser, et qu'il se précipitoit en flocons. Aussi doit-on regarder cette combinaison comme une variété d'*alun*, dans laquelle le sulfate de potasse est uni à une petite quantité d'alumine.

Dans le commerce on distingue les espèces suivantes :

1° *Alun de Rocca en Syrie.* Il se trouve en grandes masses, transparentes, d'une cassure vitreuse. On dit qu'il doit sa forme à ce que l'on fait fondre les cristaux d'*alun* dans des chaudières de fer, et que, coulant ensuite le liquide dans des tonneaux, il se prend en masse.

2° *Alun de Rome.* Il est dans le commerce en petits

fragments enveloppés d'une croûte farineuse. On l'extrait de la pierre alumineuse de la Tolfa ; mais on ne le purifie pas. Cet *alun* est le plus cher et le plus estimé des fabricants ; il contient seulement de la potasse.

3° *L'alun du Levant*. Cet *alun* vient en morceaux de la grosseur d'une amande. Il a une couleur rose, et est recouvert d'une pellicule rougeâtre.

4° *L'alun d'Angleterre*. Celui-ci n'a pas de forme déterminée. Il est en gros morceaux ; sa cassure a un aspect gras ; il contient plus de fer que les autres espèces.

5° *L'alun rouge de Gravenhorst*, ou *alun de Brunswick*, est cristallisé en octoèdres. Les cristaux sont d'une grosseur moyenne, transparents et d'un rouge rose, gras au toucher, et recouvert d'une croûte comme l'*alun* de Rome et du Levant. Suivant Erxleben et Bergmann, il contient de l'ammoniaque et des oxides de cobalt, qui lui donnent la couleur rougeâtre.

6° *L'alun* des fabriques allemandes et françaises. Ces *aluns* sont blancs, cristallisent en octoèdres ; la plus grande partie est un sel quaternaire contenant les deux alcalis ; on rencontre cependant dans certaines espèces, comme dans celle de Friewalde, la potasse seule.

Vauquelin a analysé plusieurs espèces d'*alun*, afin de s'assurer si la préférence donnée à certains *aluns* étoit fondée ou si cela tenoit à un préjugé. Ce chimiste a examiné les *aluns* suivants : 1° l'*alun* de Rome ; 2° l'*alun* que l'on vend à Paris comme *alun* de Rome ; 3° l'*alun* d'Angleterre censé d'une qualité particulière ; 4° l'*alun* du département de l'Aveyron, fabriqué par M. *** ; 5° l'*alun* de Liége ; 6° l'*alun* du département de l'Aveyron, fabriqué par Ribaucour.

L'analyse chimique a démontré la plus grande uniformité dans les rapports entre l'alumine, l'acide sulfurique et le sulfate de potasse. Les n° 3 à 6 ont donné des traces de sulfate d'ammoniaque et de fer. La quantité du premier ne s'est trouvée que de 1 $\frac{1}{2}$ pour 100 au plus, et le dernier $\frac{1}{5}$ pour $\frac{0}{0}$. Les deux espèces d'*alun* de Rome contiennent une si petite quantité de fer, qu'à peine on peut l'apprécier. L'eau qui dissout entièrement les autres espèces d'*alun*, donne un résidu de 1 pour $\frac{0}{0}$ dans les deux de Rome. Cette

matière non soluble est composée de 0,31 de silice, 0,61 d'alumine, et 0,08 de matière colorante, consistant en oxide de fer et de nickel.

D'après cette analyse, Vauquelin croit que la préférence donnée à l'*alun* de Rome, est un préjugé, d'autant plus que la petite quantité de fer, supposé qu'elle soit nuisible, seroit facile à séparer.

Curaudau, au contraire, prétend que l'*alun* de Rome doit être préféré pour la teinture, et que sa qualité repose sur des propriétés que l'analyse n'a pu encore découvrir. Il soupçonne qu'elles peuvent être fondées sur les modifications que le voisinage des volcans produit dans l'alumine. Journal des Mines, n° 90, p. 49; Journal de Chimie, t. 4, p. 319 (1).

---

(1) La présence du fer dans les *aluns*, avoit été démontrée d'une manière positive par les analyses de Monnet, de Bergmann, de Chaptal, de Vauquelin et de plusieurs autres chimistes qui, tous, avoient regardé les *aluns*, et même celui de Rome, comme des sels parfaitement identiques, mais dont les propriétés pouvoient être dénaturées par quelques substances étrangères, et surtout par le sulfate de fer.

Pour apprécier son influence, il falloit reconnoître la quantité que les *aluns* pouvoient en contenir; mais les moyens analytiques ne pouvant offrir dans cette recherche assez d'exactitude, MM. Thenard et Roard se sont servis de la synthèse, ils ont pris de l'*alun* exempt de fer, auquel ils ont ajouté successivement, après l'avoir dissous, depuis $\frac{1}{100}$ jusqu'à $\frac{1}{2000}$ de sulfate de fer, et ils ont ensuite comparé les précipités que formoit le prussiate de potasse dans chacune de ces dissolutions plus ou moins ferrugineuses à ceux qu'il formoit avec les dissolutions des cinq *aluns*.

Ils ont vu, par ce moyen, que l'*alun* de Liége contenoit au plus $\frac{1}{1000}$ de sulfate de fer, celui de Javelle un peu moins, ceux de Bouvier et de Curaudau $\frac{1}{1600}$ ou $\frac{1}{1700}$, et que la quantité contenue dans l'*alun* de Rome s'élevoit à peine à $\frac{1}{2000}$.

De toutes ces expériences il résulte que les *aluns* de Rome, de Bouvier, de Liége, de Javelle, de Curaudau, contiennent rigoureusement les mêmes quantités d'acide sulfurique, d'alumine, de potasse, d'eau, qu'ils ne diffèrent que par des millièmes de sulfate de fer, et que sur cent parties ils contiennent :

Acide sulfurique . . .	26,04
Alumine	12,53
Potasse	10,02
Eau	51,41
	100,00

(*Voyez* Annales de Chimie, t. 59.) (*Note des Traducteurs.*)

L'*alun* est d'un usage très-multiplié dans les arts. En médecine on l'emploie extérieurement et intérieurement; il fait partie des mélanges avec lesquels on a cherché à préserver les corps combustibles de l'inflammation. Les chandeliers le mêlent au suif pour lui donner plus de fermeté. Dans l'art du corroyeur, on l'emploie pour rendre les peaux plus dures et plus compactes. On s'en sert en peinture et particulièrement dans la laque. L'art de la teinture réclame aussi cette substance. Les étoffes à teindre possèdent rarement la propriété de s'unir aux matières colorantes; il leur faut donc un intermédiaire. On met les étoffes dans une lessive d'*alun*, *cette opération préparatoire est appelée* alunage; elles décomposent le sel, se combinent avec l'alumine et deviennent par-là plus susceptibles de prendre la matière colorante. On doit à l'emploi de ce sel les avantages que les modernes retirent de la teinture.

Comme dans cette opération l'acide sulfurique devient libre et qu'il a une influence destructive sur les étoffes, on décompose préalablement le sel par l'acétate de plomb et l'on se sert de l'acétate d'alumine comme mordant.

L'analyse plus exacte de l'*alun* et la persuasion que la potasse en fait partie constituante, ont conduit à reconnoître la présence de la potasse dans certains minéraux. Lorsque le fossile contient une quantité suffisante d'alumine, ou s'il n'en contient pas, qu'on en ajoute, on est assuré qu'il y a de la potasse quand on obtient de l'*alun* cristallisé. C'est ainsi que Vanquelin a confirmé l'assertion première de Klaproth, que la potasse faisoit partie constituante de l'*alun*.

AMALGAMATION. Amalgamatio, *Amalgamation*.

On appelle ainsi une opération métallurgique suivie dans plusieurs fonderies pour extraire l'or et l'argent de leurs mines, ou plutôt pour les séparer de leurs matériaux auxquels ils sont mélangés. C'est encore un problême si les anciens connurent ce procédé (*Plin.*, Hist. nat., 33, c. 21), et si l'article cité n'admet pas une autre explication. Il est certain cependant que don Pedro Fernandez de Valesco suivit ce procédé, en 1567, pour quelques

mines d'argent pauvres du Mexique, et, en 1571, pour celles du Pérou.

Ignaze de Born a singulièrement amélioré et étendu cette opération en l'appliquant à l'extraction de l'or et de l'argent, des combinaisons dans lesquelles on soupçonnoit que ces métaux étoient oxidés, et dont l'*amalgamation* n'étoit par conséquent pas praticable.

On pulvérise convenablement les mines d'or et d'argent dans des moulins; celles qui, outre la roche et les terres, contiennent du soufre et d'autres métaux, on les fait griller après les avoir mêlées avec du sel commun ou du sel gemme. Par le grillage l'argent s'oxide, et par le jeu d'une attraction double il se forme du sulfate de soude et du muriate d'argent. On doit régler la quantité de sel employé pour opérer une décomposition complète. On fait passer le mélange grillé à travers un tamis de fil de fer, dont les mailles ont un huitième de pouce de diamètre. On bocarde ce qui reste sur le tamis; on le pile de nouveau avec 2 pour $^0/_0$ de sel, et on le traite comme ci-dessus. On transporte ensuite sur un tamis de crin ce qui a passé par le tamis de fer; les tamis sont inclinés et mis en mouvement par une machine; les parties les plus fines qui passent à travers les tamis tombent dans une boîte placée au-dessous; le résidu grossier est porté au moulin.

On met la mine tamisée, ainsi que celle qui est moulue, dans un vaisseau d'*amalgamation* fait avec des douves d'une épaisseur de trois pouces, tenues par des cerceaux de fer; sur un quintal de mine grillé on verse à peu près 28 livres d'eau, et on y ajoute 6 à 7 livres de fer forgé en plaques d'un pouce de diamètre et d'un quart de pouce d'épaisseur. On met la bonde au tonneau, et on le fait tourner sur son axe. Après quelque temps de rotation, on examine la consistance du mélange; il faut qu'elle soit telle qu'on puisse y faire entrer un morceau de bois, et que les parties ne se réunissent pas. Le fer se combine avec l'acide muriatique, et l'oxide d'argent se réduit à l'état métallique.

Alors on ajoute moitié en poids de mercure de la mine employée; on donne d'abord au vaisseau un mouvement

lent que l'on augmente graduellement; 20 à 24 heures suffisent pour amalgamer l'argent contenu dans le mélange, au moins à peine en reste-il $\frac{1}{2}$ gros par quintal.

Lorsque l'amalgame est fait, on remplit d'eau le tonneau, et on l'agite lentement pendant environ une heure. La grande quantité d'eau facilite la division de l'amalgame de manière qu'elle se sépare entièrement du mélange, et occupe la partie inférieure du vaisseau en raison de sa pesanteur spécique très-considérable. On place le tonneau de manière que la bonde soit en bas, et on ouvre un robinet pratiqué dans une petite ouverture de la bonde, afin de laisser couler l'amalgame dans un vase de bois que l'on remplit d'eau pour éviter que le mercure ne saute; on vide alors par l'ouverture de la bonde ce qui reste dans le tonneau; on lave le schlich non décomposé dont on sépare l'amalgame qui y adhère, et que l'on réunit au premier.

Pour enlever le mercure non amalgamé, on met l'amalgame dans un sac triple de coutil sans couture, et on le comprime graduellement. La partie fluide passe à travers le coutil; et comme elle retient quelques particules d'argent, on la conserve pour des opérations subséquentes d'*amalgamation*. Il reste l'amalgame épais contenant encore 5 à 6 parties de mercure contre une d'argent.

On volatilise, à l'aide d'une distillation *per descensum*, le mercure. A cet effet, on met l'amalgame sur un vase de fer muni d'un pied du même métal, que l'on place sur un support de pierre. On l'entoure d'un réservoir rempli d'eau, dont le rebord est en pierre. On y adapte une coiffe cylindrique formant une sphère à l'extrémité supérieure, de manière que l'amalgame se trouve dans l'intérieur de la coiffe. Le calorique réduit le mercure en vapeurs, qui, ne pouvant rester dans le chapiteau, vient se condenser dans l'eau. L'argent qui reste est poreux et cassant; on le fond dans des creusets, et s'il contient du cuivre ou d'autres métaux, on le purifie par les procédés connus. Voyez *Ignace de Born* sur l'*amalgamation* des mines d'or et d'argent, des mattes de cuivre noir, Vienne, 1786; *J. J. Ferber*, Avis sur l'*amalgamation* des mines d'or et d'argent, des mattes de cuivre, etc.;

en Hongrie et en Bohême, Berlin, 1787; Description de tous les travaux d'*amalgamation* et de fonderie pratiqués au Halsbruck près Freyberg, par *J. P. Fragoso de Signeira*, Dresde, 1800; *Lampadius*, Expériences sur l'*amalgamation*, t. 1, p. 221, Freiberg, 1804. (Tous ces ouvrages sont en allemand.)

AMALGAME. Amalgama. *Amalgam.*

C'est une combinaison de mercure avec les métaux. Les *amalgames* sont ou naturels ou artificiels. Leurs propriétés, ainsi que la manière de les préparer, seront décrites à l'article des différents métaux.

AMBRE GRIS. Ambra grisea. *Ambra.*

L'*ambre* est une substance solide, opaque, d'une couleur grise, entremêlée de taches jaunes et noires, de la consistance de la cire. Elle répand, par le frottement, une odeur agréable. On a remarqué que plus l'*ambre* étoit ancien, plus l'odeur étoit agréable. Pour distinguer cette substance du succin, appelé, par les Français et les Anglais, *ambre jaune*, on lui a donné le nom d'*ambre gris*.

Les naturalistes ont établi plusieurs variétés d'*ambre*. Wallerius en compte six: l'*ambre* à taches jaunes, à taches noires, l'*ambre* blanc, jaune, brun et noir. Les deux premières espèces sont les plus estimées. Ces variétés sont dues probablement au mélange de quelques corps étrangers.

L'*ambre* se rencontre nageant sur la mer, dans les environs des Moluques, près Madagascar, Sumatra, aux côtes de Coromandel, de Brésil, d'Afrique, de la Chine et du Japon. Les fragments ont ordinairement une grosseur considérable. On prétend avoir trouvé des masses de 42, de 130, et même de 200 livres. On en trouve aussi dans le corps du *physter macroceephalus* en quantité assez considérable. On rapporte que le vaisseau anglais *Lord Hawkesbury* prit un cachalot en 1790, dans lequel on trouva 400 onces d'*ambre*.

La véritable origine de cette substance est encore inconnue. Plusieurs naturalistes l'ont rangée parmi les bitumes, comme Cartheuser, *Fund. Mat. med.*, *tome* 2,

Francf., 1767; Neumann, *Chimie méd.*, 1756, *t.* 2, page 300. D'autres la regardent comme un produit des végétaux. Aublet assure, Histoire des plantes de la Guiane, 1774, qu'elle est le suc épaissi d'un arbre de Guiane appelé par les habitants *cuma*, et par Linné *amyris ambrosiaca*; que le fleuve amène ce suc épaissi, et que Rouelle a examiné plusieurs fragments de cette substance, dont il a trouvé des propriétés analogues à celle de l'*ambre*. Rumpf cite un arbre *nanarium* qui fournit un suc semblable à l'*ambre*. Bergmann prit aussi l'*ambre* pour un produit végétal, sans faire mention de l'opinion plus ancienne de Pline. D'autres regardent l'*ambre* comme un produit du règne animal; mais ils ne sont pas d'accord sur l'espèce d'animal d'où il provient. Tantôt on le fait passer pour des excréments d'oiseaux, tantôt pour ceux de la vache de mer et du crocodile. Selon d'autres, il se trouve dans le corps, les organes particuliers d'une baleine mâle, près des parties de la génération. En dernier lieu, Swediaur a combattu l'opinion de ceux qui ne regardent pas l'*ambre* comme les excréments endurcis du cachalot, et il assure qu'il y est mêlé avec des matières non digérées. Ses motifs sont : 1° que les pêcheurs ont trouvé de l'*ambre* dans le cachalot; 2° que l'ambre est abondant dans les contrées où ces animaux sont indiqués; 3° que les becs de la *sepia octopedia*, qui sont la nourriture principale du cachalot, se trouvent dans l'*ambre*; 4° que les taches noires qu'on observe dans l'*ambre* sont les pieds de ces vers; 5° enfin, que les excréments d'autres animaux, comme ceux de vaches et de cochons, etc., répandent, quand on les conserve long-temps, une odeur semblable à l'*ambre*.

Cette assertion de Swediaur est parfaitement d'accord avec celle antérieure de Kæmpfer, qui rapporte comme un fait très-connu chez les Japonais, que l'*ambre* est l'excrément d'une baleine.

L'opinion de Swediaur a été combattue par Dandrada. Si elle étoit juste, dit Dandrada, on devroit trouver l'*ambre* dans tous les endroits fréquentés par le cachalot; mais on ne le rencontre que sur les côtes des pays chauds, au Cap, au Japon, en Chine, au Brésil, etc. Dans ce dernier pays on ne le trouve pas sur toutes les côtes,

mais seulement à quelques toises, principalement à l'embouchure du fleuve Camouci, aux limites du territoire de Maragnon et dans la baie de Tous-Saints. On ne le trouve point à 20 degrés de largeur méridionale jusqu'au fleuve de Plata. Néanmoins on pêche la plus grande partie des baleines à Santo, à 24 degrés de largeur méridionale, habitation de Dandrada.

On trouve aussi l'*ambre* dans l'estomac du cachalot. Celui qui provient de l'estomac est plus dur que celui des entrailles. Cela ne pourroit pas être, si c'étoit une concrétion. Aussi le tissu de l'*ambre* milite contre cette opinion.

L'*ambre* est en couches d'une épaisseur égale, souvent très-différente dans leur propriété.

Bomare a trouvé de l'*ambre* des Indes orientales composé de couches qui étoient alternativement sans odeur. Il contenoit de la chaux, et avoit tout le caractère d'un sel. Tous ces phénomènes sont inexplicables, si l'on suppose que l'*ambre* est un excrément du cachalot.

Dandrada regarde l'*ambre* comme un bitume formé dans quelques climats chauds, au fond de la mer, et jeté par les vagues sur le rivage, où il se durcit. Le cachalot, et plusieurs autres espèces de baleine, avalent, suivant lui, cette substance, et ne pouvant la digérer, la rendent avec les excréments.

Dandrada appuie encore son opinion des autorités suivantes. L'une est un passage d'un manuscrit portugais de 1680, sur les objets remarquables du Brésil. L'auteur y dit qu'un de ses amis, *Antonio Gil*, lui avoit fait voir dans l'île de *Texarica*, dans les basses eaux, une source au fond de la mer, d'où couloit l'*ambre* qui s'accumuloit sur les 5 rochers voisins. La seconde est de Simoneus de Vasconcello, supérieur des jésuites au Brésil; il dit dans l'introduction de sa Chronique du Brésil, imprimée à Lisbonne en 1720, qu'on avoit trouvé à Taparica de l'*ambre* fossile. (*Voyez* Encyclop. méthod., Chimie, article *Ambre*.)

Il résulte de toutes ces hypothèses que la véritable origine de l'*ambre* est encore inconnue; car on peut faire des objections sur toutes. Les opinions de Romé-de-l'Isle et de Fourcroy, qui regardent l'*ambre* comme un produit

les animaux, doivent aussi être consultés. (*Voyez* leurs Mémoires, Journal de Physique, 1784, et l'Encyclop. méthod.)

La pesanteur spécifique de l'*ambre* varie. Suivant Brisson, elle est de 0,78 à 0,92, et d'après Bouillon-Lagrange de 0,844 à 0,849.

L'*ambre* se fond à une température de 122° Fahr., 50° centig., comme la cire, sans former d'écume. Si l'on porte la chaleur à 212 degrés, il se volatilise sous la forme d'une fumée blanche, et laisse pour résidu une trace de charbon. A la distillation, on obtient un liquide blanc, acide, et une huile légère. Il reste un charbon assez volumineux.

L'*ambre* est insoluble dans l'eau. Distillé avec elle, ce liquide n'en acquiert aucune odeur. Juch dit cependant avoir obtenu une eau odorante.

Les acides ont très-peu d'action sur l'*ambre*. L'acide sulfurique étendu n'y porte aucun changement; le concentré met du charbon à nu. L'acide nitrique le dissout, et il se dégage du gaz nitreux, du gaz acide carbonique, et du gaz azote. Il se forme un liquide brunâtre qui, évaporé à siccité, présente une masse fragile analogue aux résines.

Les alcalis dissolvent l'*ambre* à l'aide de la chaleur, et forment avec lui un savon soluble (1).

L'*ambre* se dissout aussi dans les huiles fixes et volatiles, dans l'éther et dans l'alcool.

Nous devons à Bouillon-Lagrange une analyse de l'*ambre* qui a jeté quelques lumières sur les faits précédemment connus. Il fit digérer 100 parties d'*ambre* pendant 24 heures, dans 16 parties d'alcool, à la température ordinaire de l'atmosphère. Le liquide prit une couleur d'un jaune foncé. Le résidu fut ensuite épuisé par l'alcool à l'aide de la chaleur. Il resta sur le filtre une matière charbonneuse pesant 5,5.

---

(1) Bucholz vient de faire une nouvelle analyse de l'*ambre*, il dit que la potasse caustique, soit à l'état sec, soit dissoute dans l'eau, ne se combine que très-difficilement avec une partie de l'*ambre*. Le peu de dissolubilité dans la potasse, pourroit servir de caractère pour connoître un véritable *ambre*. (*Note des Traducteurs.*)

Les infusions à froid dans l'alcool furent évaporées jusqu'à siccité. Il resta une substance brune, éclatante, très fusible, qui, projetée sur les charbons ardents, s'est volatilisée entièrement. Cette substance a présenté toutes les propriétés des résines. Son poids étoit de 30,8 parties. Elle est précipitée de sa solution alcoolique par l'eau. On sépare l'acide benzoïque par les procédés connus. Son poids s'est trouvé de 11,1. Si on laisse refroidir la liqueur chaude alcoolique, la portion d'*ambre* dissous par l'alcool chaud se précipite. La couleur du précipité est d'un jaune pâle, se ramollissant et se fondant par la chaleur. Si on le laisse refroidir après la fusion, il prend un tissu lamelleux. Cette substance a beaucoup de rapports avec la matière grasse qui se forme par l'action de l'acide nitrique sur les muscles, ou avec celle qui résulte de la putréfaction des corps entassés en grande quantité. Les chimistes français ont appelé cette substance, à cause de son analogie avec la cire, *adipocire* : 100 parties d'*ambre* peuvent en donner 537. D'après les expériences de Bouillon-Lagrange,

L'*ambre* est composé de

Adipocire	52,7
Résine	30,8
Acide benzoïque . . .	11,1
Charbon.	5,4
	100,0

Voyez Annal. de Chimie, t. 47, p. 73 (1).

AMÉTHISTE. Silex quarzum amethystus. *Amethyst.*

Ce fossile se trouve tantôt d'un violet pâle, quelquefois

(1) Au lieu de trouver l'*ambre* composé d'adipocire, de résine, d'acide benzoïque, et d'une matière charbonneuse, Bucholz regarde l'*ambre* comme une substance *sui generis*, composé qui tient le milieu entre la cire et la résine, qui diffère l'une de l'autre par sa manière de se comporter avec les alcalis; qui se rapproche des résines, en ce qu'il est soluble en plus grande quantité dans l'alcool, que ne l'est la cire, et que lorsqu'il a été fondu, il acquiert, après le refroidissement, un aspect résineux. L'auteur propose de le nommer *principe ambré*. (*Note des Traducteurs.*)

'une couleur verte. Il est en partie compacte, en partie ristallisé en pyramides tronquées. Il est aussi en pyraides hexaèdres doubles, en prismes hexaèdres à six aces. Son tissu, sans être un caractère général, est scaiforme, en partie comme fibreux.

La pesanteur spécifique de l'*améthiste* est entre 2,700 et 2,785. Ses parties constituantes, d'après Rose, sont, silice 97,50, alumine 0,25, oxide de fer et de manganèse 0,50.

Les plus beaux *améthistes* se trouvent dans les Indes orientales, en Sibérie et en Perse.

AMIANTHE. *Voyez* Asbeste.

AMIANTHOÏDE. Amianthoïdes. *Amianthoid.*

Ce nom a été donné par Laméthrie à un fossile dont les caractères ne sont pas encore bien connus, mais qui ressemble à l'asbeste. On le trouve, comme celui-ci, en fibres longues, fines, plus élastiques que celles de l'asbeste fossile, et plus flexibles que celles de l'asbeste endurcie. Les fibres ont ordinairement une couleur d'un vert d'olive, quelquefois jaunâtre, quelquefois d'un brun foncé brillant.

L'*amianthoïde* se fond au chalumeau, en un verre noir. Vauquelin et Macquart ont fait l'analyse de ce fossile; ils y ont trouvé, silice 47, chaux 11,3, magnésie 7,3, oxide de fer 20, oxide de manganèse 10, perte 4,4.

Ce fossile se trouve dans les environs du bourg Oysan, dans les mines d'Allemont, département de l'Isère. Il accompagne toutes les substances qui forment les gangues remarquables de ces mines. Comme les oxides de fer et de manganèse se rencontrent fréquemment dans ce lieu, Brongniart les regarde comme accidentels dans ce fossile.

Haüy prend le byssolithe de Saussure comme identique avec l'*amianthoïde*. Il a, comme lui, des fibres verdâtres, fines. On le trouve aussi au bourg Oysan, sur le Mont-Blanc et à Lauteraar. Il fond également au chalumeau en un émail brun noirâtre. Il y a cependant cette différence que les fibres du byssolithe sont plus courtes, plus roides et implantées sur d'autres fossiles, comme une espèce de li-

chen. Saussure fils a fait l'analyse de cette substance ; il y a trouvé une grande quantité d'alumine, mais ni magnésie, ni oxide de manganèse.

Si les deux fossiles appartenoient à un genre, ils formeroient deux variétés que l'on pourroit désigner ainsi : l'une en fibres longues, flexibles, superposées, *amianthoïde capillaire ;* l'autre en fibres courtes, moins flexibles, couvrant d'autres fossiles comme le lichen, *amianthoïde byssolithe*. *Voyez* Dictionn. des Sciences natur., t. 2, p. 42.

AMIDON. Amylum, Fecula. *Satzmehl, Stærke.*

Beaucoup de végétaux contiennent de l'*amidon*. Le siége de cette substance est surtout dans les racines et les semences. Comme la fécule est insoluble dans l'eau froide, il suffit de détruire le tissu des plantes qui les contiennent par des moyens mécaniques, et d'y verser de l'eau froide. Elle dissout les parties mucilagineuses et sucrées ; l'*amidon* reste suspendu et se précipite ensuite par le repos.

Les sucs de plantes sont quelquefois assez liquides pour entraîner avec eux de l'*amidon ;* alors on exprime les plantes, la fécule se dépose au bout de quelque temps, et on la purifie par des lavages réitérés.

La fécule de pomme de terre s'obtient par le procédé suivant : on râpe les pommes de terre lavées, ou bien on les écrase avec des cylindres ; on met la substance sur un tamis de crin posé sur une cuve ; on la malaxe avec les mains, en y ajoutant de l'eau tant qu'elle passe claire dans la cuve. La fécule se dépose peu à peu dans l'eau de lavage. On décante l'eau surnageante, et on enlève les impuretés par des lavages continus.

On prépare de la même manière la fécule de bryone, d'arum, de colchis, de la cassava avec les racines de latropha-manihot, etc.

Parmentier a désigné une grande quantité de plantes desquelles on peut, d'après son procédé, séparer avec avantage la fécule.

Plusieurs racines riches en fécule contiennent aussi un principe âcre, comme la racine de bryone, d'arum, etc., ou bien un principe vénéneux comme la racine de ma-

nihot. Il faut, si l'on veut employer la fécule comme aliment, enlever ces principes par des lavages répétés, ou par la torréfaction. La fécule séparée des graines céréales est appelée *amidon*.

On choisit le froment pour la fabrication de l'*amidon*; cette substance fournit le plus bel *amidon* et en même temps la plus grande quantité. L'orge contient une substance visqueuse qui est nuisible à la séparation de la fécule.

L'avoine et le seigle renferment si peu d'*amidon*, qu'on ne les emploie pas pour en retirer la fécule.

On peut séparer l'*amidon* de la farine de froment, en formant une pâte qu'on pétrit avec les mains sous un filet d'eau. La partie mucilagineuse et sucrée de la farine reste en solution dans l'eau; la liqueur devient laiteuse en raison de la fécule qui y est suspendue et qui se dépose ensuite. Il reste dans la main le gluten. *Voyez* art. FARINE.

Un autre procédé pour obtenir la fécule consiste à mettre le froment dans des tonneaux ouverts d'un côté; on y verse de l'eau, et on les expose aux rayons solaires. On renouvelle deux fois par jour l'eau, et on remue souvent. On laisse ramollir le froment jusqu'à ce qu'il se laisse écraser entre les doigts, ce qui a lieu ordinairement au bout de huit jours. On le met alors dans des sacs de toile peu serrée; on les soumet à la presse ayant soin de les tremper de temps en temps dans l'eau, afin d'enlever la portion de fécule qui se trouve à l'extérieur.

Lorsque l'eau ne se colore plus, on enlève le résidu des sacs, on le met dans des tonneaux, et on le fait fermenter; on obtient encore un peu d'*amidon* d'une qualité inférieure.

On purifie l'*amidon* par des lavages réitérés; il est alors plus blanc que celui qui est extrait par le procédé suivant.

On lave et on écrase le froment; on le partage alors dans plusieurs cuviers dans lesquels on a mis un peu d'eau pour éviter que la farine ne s'y attache. On pétrit bien le froment avec l'eau, et on en fait ensuite une bouillie liquide. On ne met pas ordinairement le froment tout

à la fois dans le cuvier, mais à plusieurs reprises avec la quantité d'eau nécessaire pour pouvoir rendre la masse plus homogène.

Au bout de vingt-quatre heures, la matière est convenablement boursoufflée; on l'abandonne alors à la fermentation. Elle demande pour être terminée, selon la température de l'air, huit, douze, quinze jusqu'à vingt jours. On reconnoît que la fermentation est achevée, quand la masse qui s'élève d'abord s'abaisse, et que l'eau surnageante est jaune et aigre; il faut ensuite exprimer trois fois une poignée de la masse dans une nouvelle portion d'eau fraîche; la troisième fois, l'eau ne doit pas être laiteuse.

Pour favoriser la fermentation, qui se développe aussi d'elle-même, on a coutume dans plusieurs fabriques de délayer 2 livres de levain dans un seau d'eau chaude; au bout de deux jours on le délaie encore dans un seau d'eau chaude; on le laisse encore deux jours, alors il est propre à être employé. On mêle cette liqueur acide dans l'eau que l'on veut verser sur la pâte.

La fermentation qu'éprouve le froment est un commencement de fermentation vineuse; elle passe cependant rapidement à celle du vinaigre. Vauquelin a analysé *l'eau sure* des amidonniers. Il l'a trouvée composée de phosphate de chaux, d'acide acétique, d'ammoniaque, d'une substance animale et d'alcool. Toutes ces matières ont été produites par la fermentation, excepté le phosphate de chaux.

Lorsque la fermentation est entièrement achevée, on introduit la masse dans un sac; on le met après l'avoir ficelé dans une cuve et les ouvriers marchent dessus; l'eau laiteuse coule par une ouverture pratiquée au fond de la cuve, laquelle est garnie d'un tamis de crin qui retient le son qui pourroit passer.

Après avoir ainsi comprimé, on verse de l'eau fraîche sur le sac; on y marche de nouveau, et on continue jusqu'à ce que l'eau ne soit plus laiteuse.

On met les liquides laiteux contenant l'*amidon* en suspension dans un baquet; on agite bien, et on laisse re-

poser; on ouvre alors les robinets latéraux pour décanter l'eau, qu'on renouvelle jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de mauvaise odeur.

Lorsque la dernière eau de lavage a été décantée, on enlève la couche supérieure afin d'obtenir l'*amidon*. On délaie de nouveau l'*amidon* ainsi purifié dans l'eau; on fait passer les liquides à travers un tamis de criu dans un vaisseau, et lorsque l'*amidon* s'est déposé, on le comprime dans un linge pour en séparer l'eau.

On coupe alors l'*amidon* par morceaux; on le fait sécher dans des greniers sur des toiles de fil; on le couvre de tuiles qui absorbent l'humidité. Lorsqu'il est à moitié sec, on met les morceaux sur le bord; on le fait sécher à l'ombre à un courant d'air, jusqu'à ce qu'il se forme à la surface une croûte qu'on peut enlever avec le couteau; on détache alors l'*amidon*, et on achève sa dessication.

En France, en Angleterre et en Hollande, on fait sécher encore l'*amidon* dans une étuve pour le priver de toute humidité: ce qui le rend propre aux envois. Cent livres de froment donnent en général 30 à 35 d'*amidon*. Voyez *Duhamel de Monceau*, Dictionnaire des arts et métiers, t. 1, p. 57, et le Mémoire de *Jægerschmidt* sur la fabrication d'*amidon*, Manheim, 1797.

L'*amidon* est d'un blanc éclatant; il n'a ni odeur, ni saveur. On peut le conserver long-temps dans un endroit sec, même au contact de l'air. Lorsqu'on rompt un morceau d'*amidon*, on entend un bruit.

Il ne se dissout pas dans l'eau froide; mais il s'y délaie en une poudre qui donne un aspect laiteux à l'eau. Avec l'eau bouillante on en forme une bouillie épaisse, qu'on appelle *colle*. Lorsqu'elle est refroidie, elle ressemble à une gélatine demi-transparente, qui, desséchée à l'aide de la chaleur, devient cassante, analogue à la gomme. A l'air humide, la colle perd bientôt sa solidité, devient acide, et sa surface se couvre de moisissure.

L'alcool n'a pas d'action sur l'*amidon*, même à l'aide de la chaleur.

L'*amidon*, projeté sur un fer chaud, s'y fond, noircit, se boursouffle, brûle d'une flamme vive comme le sucre,

et exhale beaucoup de vapeurs ; mais il ne se gonfle pas autant que le sucre, et ne répand pas cette odeur de caramel.

A la distillation, l'*amidon* fournit de l'eau chargée d'un peu d'acide (probablement de l'acide acétique), une huile empyreumatique, une quantité notable d'acide carbonique et de gaz hydrogène carboné. Le charbon qui reste dans la cornue, brûlé au contact de l'air, s'incinère presqu'en totalité ; il contient, d'après cela, peu de terre.

Les alcalis dissolvent l'*amidon ;* leur action sur cette substance n'a pas encore été examinée avec soin. Dans une lessive de potasse caustique, l'*amidon* se gonfle et acquiert l'aspect d'une gélatine transparente. L'alcool le dissout dans cet état.

L'acide sulfurique dissout l'*amidon* lentement ; il se manifeste une odeur d'acide sulfureux, et il se forme en même temps une grande quantité de charbon qui rend le mélange solide. On peut séparer le charbon en délayant la masse dans l'eau et en filtrant.

L'acide muriatique dissout l'*amidon* encore plus lentement. Cette dissolution ressemble au mucilage de gomme arabique, et conserve l'odeur d'acide muriatique ; elle se divise en 2 parties. La couche inférieure est un liquide transparent d'un jaune de paille ; la couche supérieure est une substance mucilagineuse, trouble, huileuse. Lorsqu'on y ajoute de l'eau, l'odeur d'acide muriatique disparoît, et il se développe une odeur qu'on remarque dans les moulins à grains. L'ammoniaque y occasionne un précipité foible qu'on n'a pas examiné en raison de sa petite quantité.

L'acide nitrique dissout plus rapidement l'*amidon ;* il acquiert une couleur verte ; il se dégage du gaz nitreux. La dissolution n'est jamais complète. Lorsque l'action de l'acide est aidée de la chaleur, on obtient des cristaux d'acide oxalique, tandis que le sucre fournit déjà de l'acide oxalique à la température ordinaire de l'atmosphère.

Après avoir traité l'*amidon* avec l'acide nitrique, il se forme de l'acide oxalique et malique ; mais la partie insoluble reste malgré cela. Lorsqu'on fait séparer ce résidu

par le filtre, après le lavage, il ressemble à une huile épaisse qui a l'aspect du suif. L'alcool le dissout avec facilité. A la distillation on obtient de l'acide acétique et une huile qui a l'odeur et la consistance du suif. (*Schéele*, Mémoires de Chimie, t. 2, p. 431.)

Si l'on fait digérer de l'*amidon* avec l'acide nitrique très-étendu, et si l'on décante l'acide au bout de quelque temps, l'*amidon* se trouve singulièrement altéré. Alors il n'est plus soluble dans l'eau bouillante ; l'alcool ne le dissout pas ; la potasse et l'ammoniaque ne le dissolvent pas; le sulfure de potasse le dissout foiblement ; l'acide nitrique le dissout par la digestion, et après l'évaporation il reste une masse amère déliquescente. Le résidu brûle avec flamme, et prend souvent une couleur jaunâtre qui passe au noir par le contact de l'air. (Voyez *Robert Jameson*, dans le Journal de Scherer, t. 1, p. 625, traduit de la Bibliothèque britannique, t. 8, p. 141.)

Les parties constituantes de l'*amidon* paroissent être du carbone, de l'hydrogène et de l'oxigène, dont les proportions et l'état de combinaison déterminent sa différence avec les autres substances végétales. Il y a des circonstances où une partie d'*amidon*, comme dans la germination, se convertit en sucre. Dans ce changement, le gaz oxigène est absorbé, et il se dégage du gaz acide carbonique ; l'eau y est nécessaire ; il est probable qu'elle se décompose et que son hydrogène est retenu. L'*amidon* semble se convertir en sucre, en ce que la quantité de carbone y diminue, et que celle de l'hydrogène et d'oxigène y augmente.

Il y a aussi des circonstances dans la végétation où le sucre se convertit en *amidon*, comme dans les petits pois et dans d'autres fruits. Ce changement est accompagné de beaucoup de modifications. Le principe particulier que Rose a trouvé dans la racine d'aunée, en donne un exemple. La décoction concentrée de cette racine dépose au bout de quelques heures, une poudre blanche qui, d'après l'apparence, a beaucoup d'analogie avec l'*amidon*. Cette poudre est insoluble dans l'eau froide, se dissout dans l'eau bouillante, mais elle s'en précipite en grande partie par le refroidissement. Traitée à parties égales d'alcool et

d'eau bouillante, la dissolution reste d'abord claire, mais peu de temps après la poudre se gonfle et s'en sépare. Sur un charbon ardent, elle coule comme du sucre, s'évapore et donne une fumée blanche piquante semblable au sucre brûlé, et laisse un résidu absorbé par le charbon. Chauffée dans une cuiller de fer, elle entre en fusion, se volatilise, brûle avec flamme, et laisse un résidu charbonneux. A la distillation on obtient un acide empyreumatique sans huile. L'acide nitrique convertit cette poudre en acide malique oxalique et en acide acétique.

Il résulte que cette substance n'est ni *amidon*, ni gomme; qu'il faut la considérer comme principe particulier tenant le milieu entre l'*amidon* et le sucre. (*Rose*, Annuaire pharmaceutique de Berlin, 1804.)

L'*amidon* peut être considéré comme le principal aliment de l'homme et des quadrupèdes; on en fait de la colle; on s'en sert pour donner de la roideur et de l'apprêt aux étoffes. Selon Vogel, il avive les couleurs; étant broyé, il constitue la poudre qu'on met sur les cheveux; mêlé avec du smalt, il fournit la couleur bleue, etc. Fécule verte des végétaux, *voyez* art. GLUTEN.

AMMONIAQUE. Ammonium. *Ammonium.*

L'*ammoniaque* est un des trois alcalis, qui se distingue des deux autres par son odeur vive, piquante, et par sa grande volatilité.

L'*ammoniaque* se dégage de plusieurs principes organiques, soit par leur décomposition à l'aide du calorique, soit par la putréfaction. Hierne (Hierne actor. Chem. Holmiensium, t. 2, p. 52-72) l'obtint par la distillation sèche de la fleur de sureau, des feuilles et fleurs du *sorbier*, du *nymphea alba*. Les substances animales laissent dégager de l'*ammoniaque* pendant la putréfaction. Dans ces circonstances, elle n'est pas pure, elle est toujours unie à l'acide carbonique; aussi n'est-elle pas contenue dans ces corps, mais ses éléments s'y trouvent. Berthollet a prouvé qu'en enlevant l'azote aux matières animales, par l'acide nitrique, elles ne donnoient plus d'*ammoniaque* ni par la putréfaction, ni par la distillation.

Cet alcali s'obtient en chimie artificiellement. Le procédé le plus ordinairement suivi, consiste à introduire dans une cornue un mélange de chaux et de muriate d'*ammoniaque*, dans les proportions de 1 partie et ½ ou 2 de chaux sur 1 de muriate pulvérisé. On adapte à la cornue un tube recourbé, qui plonge sous une cloche remplie de mercure; on échauffe la cornue peu à peu, il se dégage du gaz ammoniac qui déplace le mercure. Les propriétés de ce gaz sont d'être transparent et sans couleur, d'avoir une saveur âcre, caustique, mais plus foible que les alcalis fixes; aussi ne détruit-il pas, comme eux, les matières animales avec lesquelles on le met en contact. Son odeur est très-piquante; on s'en sert comme excitant dans les cas de foiblesse. Il verdit le sirop de violette, et brunit le papier humide de Curcuma. Les animaux meurent lorsqu'ils respirent ce gaz. Il éteint les lumières; on peut l'y plonger trois ou quatre fois, et l'on remarque que la flamme s'agrandit avant l'extinction; elle est alors d'un jaune pâle, et descend, sur la fin, jusqu'à la partie inférieure du vase. Ce gaz s'enflamme à une température très-élevée.

Sa pesanteur spécifique est de 0,00073a. D'après Kirwan, le gaz est, à l'air atmosphérique, à une pression de 28 degrés du baromètre, et à 60 degrés therm. Fahr., 15,56 centig., comme 3 est à 5. (*Kirwan* on Phlogist., London, 1789, p. 28.)

A une température de 45 degrés au-dessous de 0, il passe à l'état liquide; et à mesure que la température augmente, il repasse à l'état de fluide élastique.

Si l'on fait passer le gaz ammoniac à travers un tube de verre ou de porcelaine chauffé au rouge, il se décompose en gaz azote et en gaz hydrogéne. Il est nécessaire, pour que l'expérience réussisse, que le diamètre du tube ne soit pas trop grand.

Le gaz ammoniac fond la glace très-rapidement; le gaz est absorbé et la température s'abaisse. L'eau absorbe aussi ce gaz: alors il y a dégagement de calorique, et la pesanteur spécifique de l'eau diminue. Trois parties d'eau peuvent absorber et condenser plus d'une de gaz ammoniac en poids. Lorsque l'eau est parfaitement saturée, sa

pesanteur spécifique est, d'après Davy, de 0,9054. (*Davy*, Recherches, p. 66.) On emploie ordinairement l'*ammoniaque* dans cet état; et quand il est question de l'*ammoniaque*, on entend toujours cette solution aqueuse, ou *ammoniaque* liquide.

Lorsqu'on chauffe cette *ammoniaque* liquide jusqu'à 130 degrés, 54,44 centig., elle se volatilise; à une température de 46 degrés au-dessous de 0, elle donne, d'après Lowitz, des cristaux qui ont la forme de plumes. (Annal. de Crell, t. 1, p. 352.) Si l'on fait refroidir promptement la solution jusqu'à 68 degrés, elle prend la consistance d'une gelée épaisse qui est à peine odorante.

De l'eau parfaitement saturée d'*ammoniaque* contient, dans 100 parties en poids, eau 74,63, *ammoniaque* 25,37. (Davy.)

Le même chimiste a calculé les tables suivantes, dans lesquelles il détermine les rapports entre l'eau et l'*ammoniaque* selon les diverses pesanteurs spécifiques.

Pesanteur spécifique.	Ammoniaque.	Eau.
0,9054	25,97	74,63
0,9166	22,07	77,93
0,9255	19,54	80,46
0,9326	17,52	82,48
0,9385	15,88	84,12
0,9435	14,53	85,47
0,9476	13,46	86,54
0,9513	12,40	87,60
0,9545	11,56	88,44
0,9573	10,82	98,18
0,9597	10,17	89,83
0,9619	9,60	90,40
0,9684	9,50	90,50
0,9639	9,09	90,91
0,9713	7,17	92,83

L'étincelle électrique augmente le volume du gaz ammoniac et le décompose en gaz hydrogène et en gaz azote. C'est ainsi que Berthollet a dilaté 1,7 pouce cube de gaz ammoniac jusqu'à 3. (*Priestley*, t. 2, p. 389; *Berthollet*, Mém. de l'Acad., 1785, p. 316; et Journ. de Phys., t. 29, p. 176.)

Le gaz oxigène n'a pas d'action sur le gaz ammoniac; mais si l'on fait passer un mélange de ces deux gaz à travers un tube de porcelaine rouge, il y a détonnation; il se forme de l'eau et le gaz azote devient libre. Si l'on emploie une grande quantité de gaz oxigène, une partie se combine avec l'azote et forme de l'acide nitrique. L'air atmosphérique produit la même détonnation. Lorsqu'on mêle du gaz ammoniac avec du gaz acide carbonique, les deux fluides disparoissent, et il se dépose des cristaux de carbonate d'*ammoniaque*.

Avec le gaz acide muriatique oxigéné l'*ammoniaque* disparoît, et il se manifeste une flamme rouge. Ce phénomène est souvent accompagné d'une détonnation plus ou moins vive. (*Berthollet*, Mém. de l'Acad., 1785, p. 316.) Ce dernier fait fut aussi observé par Simon, en faisant passer du gaz acide muriatique oxigéné dans une solution concentrée d'*ammoniaque*.

Si l'on plonge du charbon dans le gaz ammoniac, ce gaz est absorbé très-rapidement. Il paroît que cette absorption est la cause qu'on enlève l'odeur putride aux substances animales bouillies avec le charbon. A une température très-élevée, le charbon s'unit à l'*ammoniaque*, et il se forme de l'acide prussique.

Le soufre réduit à l'état de vapeur se combine avec l'*ammoniaque* et produit le *sulfure d'ammoniaque*. Ce composé décompose l'eau, d'où il résulte un *sulfure hydrogéné d'ammoniaque*, appelé *liqueur fumante de Boyle*.

Ce liquide contient de l'*ammoniaque* libre, qui peut s'unir à une plus grande quantité de soufre. Lorsque la liqueur est ainsi saturée, elle perd la propriété d'être fumante.

Le phosphore décompose l'*ammoniaque* à une haute température. Si l'on fait passer ce gaz à travers un tube de porcelaine rouge, dans lequel on aura mis du phosphore, il y a dégagement de gaz hydrogène phosphoré et de gaz azote phosphoré. (*Fourcroy*, Syst. des Connoiss. chim., t. 2, p. 237.)

L'*ammoniaque* ne se combine pas avec les métaux; mais à l'état liquide elle favorise l'oxidation de quelques-

uns, et les dissout ensuite. Dans cette opération, il y a dégagement de gaz hydrogène provenant de l'eau décomposée. Le cuivre, le zinc sont oxidés par l'action de l'*ammoniaque*. Le même phénomène a lieu avec l'étain et le fer; ce dernier ne s'oxide cependant qu'à la surface.

Les oxides de plusieurs métaux sont dissous par l'*ammoniaque* liquide. Tels sont ceux d'argent, de cuivre, de fer, d'étain, de nickel, de zinc, de bismuth, de tungstène, de tellure et de cobalt. Les oxides de fer et de cobalt doivent être au *minimum* pour s'y dissoudre.

L'oxide jaune de cobalt donne, d'après Brugnatelli, une solution d'une couleur jaune et quelquefois rosée. Les acides ne la décomposent pas; l'acide muriatique la décolore, le prussiate de potasse fait passer sa couleur au gris, et il se forme peu à peu un précipité de la même couleur; le sulfure de potasse rend la liqueur plus foncée, et il se dépose un sulfure de cobalt. Avec le borate de soude, on forme un borate de cobalt d'une couleur blanche.

La dissolution de cuivre dans l'*ammoniaque* donne une belle couleur bleue, qui est susceptible de cristalliser. Les acides font passer cette couleur au bleu céleste; l'*ammoniaque* se décompose si l'on élève la température; alors il se dégage du gaz azote. Le zinc et le phosphore, suivant Klaproth, précipitent le cuivre à l'état métallique de sa solution saturée dans l'*ammoniaque*.

L'oxide de nickel forme, avec l'*ammoniaque*, une solution d'une couleur bleue. Il se précipite par l'évaporation une poudre d'un jaune brunâtre qui passe au vert. La plupart des métaux séparent l'oxide du nickel; aussi se sert-on de l'*ammoniaque* pour séparer le nickel du cobalt.

Le zinc précipite aussi, d'après Klaproth, le tungstène à l'état métallique de la solution ammoniacale de l'oxide jaune de tungstène.

Lorsqu'on fait digérer l'*ammoniaque* avec les oxides de mercure, de plomb ou de manganèse, elle se décompose. Son hydrogène se combine avec l'oxigène des oxides, et forme de l'eau; l'autre partie constituante de l'*ammoniaque* se dégage à l'état de gaz azote. A une température très-élevée, il y a formation d'eau et d'acide nitrique.

Avec les oxides d'or, d'argent et de mercure au *maximum*, l'*ammoniaque* forme des composés qui, lorsqu'on les fait chauffer, ou qu'on les triture, ont la propriété de détonner. *Voyez* les articles OR, ARGENT, et MERCURE FULMINANT. Combinée avec les acides, l'*ammoniaque* constitue le genre des sels ammoniacaux, dont il sera question à l'article SELS.

L'*ammoniaque* est un composé d'hydrogène et d'azote. Schéele a reconnu le premier sa composition. Il observa qu'en faisant passer de l'*ammoniaque* à travers les oxides de manganèse, d'arsenic et d'or, qu'il se dégageoit du gaz azote, et que le métal étoit réduit (*voyez* Mémoires de Schéele, en allemand, tom. 1, p. 196; tom. 2, p. 75); d'où il conclut que l'*ammoniaque* étoit composée d'azote et de phlogistique. Bergmann approuva cette opinion. Priestley remarqua qu'en faisant passer l'étincelle électrique dans du gaz ammoniac, son volume devenoit trois fois plus considérable, et qu'il se formoit du gaz hydrogène. Il chauffa ensuite les oxides de plomb et de mercure dans du gaz ammoniac. Le gaz disparut, et les oxides furent réduits. Il y eut dégagement de gaz azote et formation d'eau.

Berthollet confirma toutes ces expériences, et prouva que l'*ammoniaque* étoit composée d'hydrogène et d'azote. *Voyez* Mémoires de l'Académie, 1785.

Ce chimiste se servit particulièrement de l'acide muriatique oxigéné. Si l'on fait passer sous une cloche remplie de mercure 2 parties de gaz acide muriatique oxigéné et 1 partie de gaz ammoniac, les deux gaz s'enflamment et détonnent au moment du contact. Leur volume diminue des deux tiers; il se forme de l'eau et du muriate d'*ammoniaque* qui se dépose sur les parois de la cloche : il reste du gaz azote. En faisant passer du gaz acide muriatique oxigéné dans de l'*ammoniaque* liquide, il se sépare une quantité de bulles qui ne sont que du gaz azote. Le même phénomène a lieu quand on remplit un tube à baromètre avec 3 parties d'acide muriatique oxigéné et 1 d'*ammoniaque*: si l'on renverse le tube, les deux liquides se mêlent, et le gaz azote vient occuper la partie supérieure du tube. Il est facile d'appliquer la théorie à ces expé-

riences. On voit qu'il se forme de l'eau, qu'il reste de l'acide muriatique, et qu'il y a dégagement de gaz azote; ce qui prouve la présence de l'oxigène, de l'azote, de l'hydrogène et de l'acide muriatique. Considérant ensuite les substances employées, l'acide muriatique oxigéné et l'*ammoniaque*, le premier composé d'oxigène et d'acide muriatique, on doit nécessairement conclure que le second fournit les deux autres principes.

Lorsqu'on fait passer du gaz ammoniac à travers un tube de porcelaine rouge contenant de l'oxide de manganèse, ayant soin de plonger le bout du tube qui le termine dans un flacon vide entouré de glace, le vase se remplit de vapeurs rouges qui se condensent peu à peu en un liquide transparent, d'une odeur pénétrante et d'une saveur salée. En faisant évaporer la liqueur jusqu'à siccité, il reste du nitrate d'*ammoniaque*. L'oxide de manganèse qui reste dans le tube, après l'opération, ne donne plus de gaz oxigène. Dans cette expérience, l'oxigène du manganèse s'unit en partie à l'azote de l'*ammoniaque* pour former de l'acide nitrique, et en partie avec l'hydrogène avec lequel il forme de l'eau.

Nous ajouterons à ces expériences analytiques de l'*ammoniaque* celles de la synthèse, par *Austin*. On humecte de l'étain avec l'acide nitrique; au bout de quelques minutes de contact, il se manifeste, à l'aide de la potasse ou de la chaux, une odeur ammoniacale. Dans cette opération, l'acide nitrique et l'eau se décomposent, l'oxigène de l'un et de l'autre s'unit à l'étain et le convertit en oxide, tandis que l'hydrogène de l'eau se combine avec l'azote de l'acide, et forme de l'*ammoniaque* qui se volatilise en raison de la forte attraction de la potasse ou de la chaux (1).

On peut encore, suivant Austin, obtenir de l'*ammoniaque* par un autre procédé. On fait passer du gaz azote

---

(1) On peut encore décomposer l'*ammoniaque* en faisant passer le gaz à travers un tube de porcelaine très-rouge, disposé de manière à recueillir le gaz sous une cloche remplie d'eau. L'*ammoniaque* qui pourroit passer sans se décomposer, s'y dissout, et la cloche se remplit d'un fluide élastique, insoluble, que l'on trouve composé de gaz hydrogène et de gaz azote. (*Note des Traducteurs.*)

dans une cloche remplie de mercure, et on y ajoute de la limaille de fer délayée dans l'eau ; alors le fer décompose l'eau et s'oxide ; l'hydrogène, devenu libre, s'unit à l'azote et forme de l'*ammoniaque*.

Il paroît que la nature offre, dans la formation de l'*ammoniaque*, ses principes constituants à l'état gazeux.

Berthollet a déterminé la proportion des parties constituantes de cet alcali, en le décomposant par l'étincelle électrique, et en faisant détonner le gaz obtenu avec le gaz oxigène. Suivant ce chimiste, l'*ammoniaque* est composée de 121 parties d'azote et de 29 d'hydrogène ; d'où il suit que 100 parties contiennent azote 80, et hydrogène 20.

Les expériences de Davy sont d'accord avec ces résultats. (Voyez *Davy*, Recherches, p. 56.) Austin détermine la proportion de l'azote à l'hydrogène, comme 121 est à 32. (Mémoires de l'Académie, 1785, p. 316 ; Phil. Transact., t. 79, p. 300 ; Journ. de Physiq., t. 36, p. 447, et Annales de Chimie, t. 7, p. 293.

On se sert fréquemment de l'*ammoniaque* en médecine, soit pure, soit combinée avec d'autres substances, intérieurement et extérieurement (1).

---

(1) M. Davy ayant annoncé dernièrement que l'*ammoniaque* contenoit 20 pour 100 d'oxigène, M. Berthollet fils a répété, par des moyens plus directs, l'analyse faite par M. Davy : il a déterminé l'expansion que reçoit le gaz ammoniac, lorsque, par l'effet de la commotion électrique, long-temps répétée, ses éléments ont repris l'élasticité qui leur est naturelle. L'analyse du mélange gazeux, qui est le résultat de cette opération, a appris ensuite la nature et la proportion des substances qui le composent. La moyenne d'un grand nombre d'expériences, indique que lorsque l'*ammoniaque* est décomposée par le fluide électrique, son volume augmente dans le rapport de 100 à 204, et que le gaz ainsi formé est composé de 755 d'hydrogène, et 0,50 litres d'azote. Or, des nombres rapportés dans le Mémoire de MM. Biot et Arago, sur le pouvoir réfringent des gaz, on déduit qu'à 0 de température, sous une pression de 0,76 mètres, le litre de gaz hydrogène pèse 0,095 grammes, le litre d'azote 1,259 grammes, et le litre d'*ammoniaque* 0,775 grammes ; ainsi la somme du poids d'hydrogène et d'azote extrait de 0,775 grammes d'*ammoniaque*, est 0,776 grammes ; ce qui donne, pour les proportions de l'*ammoniaque* exprimées en poids, 18,87 d'hydrogène, 81,13 d'azote.

L'auteur tire de-là cette conséquence :

*L'*ammoniaque *est composée d'hydrogène et d'azote, et l'on ne peut y trouver d'oxigène, à moins que, par des procédés inconnus jusqu'ici, on*

AMPHIBOLE. Argila hornblenda, *Wern. Hornblende.*

Ce fossile est divisé en plusieurs sous-espèces. En *amphibole* commune, — schisteuse, — brillante, — du Labrador, et basaltique.

Quant aux trois dernières, Haüy a démontré qu'on pouvoit les ranger dans la même espèce.

L'*amphibole* commune est ordinairement d'un noir foncé, presque verdâtre, qui ressemble quelquefois au vert noirâtre, olive, et au vert de poireau foncé; elle s'approche quelquefois du vert de montagne; parfois elle est d'un gris noirâtre ou verdâtre.

On la trouve le plus communément en masse et disséminée, rarement en cristaux, toujours implantés et confus, ne pouvant pas être déterminés; cependant ils paroissent être des prismes à quatre pans, fasciculaires, très-longs et minces.

L'intérieur de l'*amphibole* est rarement éclatant, d'un gris nacré. La cassure est lamelleuse, quelquefois rayonnée. Les deux cassures paroissent être striées légèrement en long; les fragments sont indéterminés. Quelques variétés de l'*amphibole* commune se détachent en fragments rhomboïdes; elle est en morceaux gros, petits et fins, presque toujours granulés longitudinalement, rarement scapiforme, ou en barres détachées. L'*amphibole* noire est entièrement opaque; la verte est un peu translucide sur les bords; elle est molle, s'approchant du demi-dur, aigre, difficile à casser; donne une raclure d'un gris verdâtre, quelquefois d'un vert de montagne clair. Elle exhale, lorsqu'on l'humecte, une odeur argileuse, amère.

---

ne parvienne à en extraire des gaz, qu'on a toujours regardés comme l'azote et l'hydrogène purs.

Le gaz recueilli en décomposant l'*ammoniaque* dans un tube de porcelaine incandescent, contient les mêmes proportions d'hydrogène et d'azote que le précédent. Dans une expérience de ce genre, où l'on a décomposé 20 litres de gaz ammoniac avec toutes les précautions nécessaires pour condenser l'eau qui devoit se former si l'*ammoniaque* contenoit $\frac{1}{6}$ d'oxigène, on n'en a point obtenu. La décomposition par l'étincelle électrique, ne laisse apercevoir aucune trace d'humidité ni d'oxidation, lorsqu'on emploie un excitateur de fer, et cependant l'un ou l'autre de ces effets seroit infailliblement produit s'il y avoit de l'oxigène dans l'*ammoniaque.* (*Note des Traducteurs.*)

Sa pesanteur spécifique est de 2,922 à 3,41. Au chalumeau elle fond en une perle noire.

Analyse de Kirwan :

Silice	37
Alumine	22
Magnésie	16
Chaux.	2
Oxide de fer.	23
	100

Voyez la Minéralogie de Kirwan, p. 102.

Selon Hermann :

Silice.	37
Alumine . . .	27
Magnésie . . .	3
Chaux	5
Oxide de fer . .	25
	97

Voyez Beob. d. Berl. naturfor Ges. t. 5, p. 317.

D'après Laugier, l'*amphibole* du cap de Gates contient :

Silice	42,00
Alumine . . .	7,69
Magnésie . . .	10,90
Chaux	8,80
Oxide de fer . .	22,69
— de manganèse.	1,15
	93,23
Perte et eau. . .	6,77
	100

(Annal. du Muséum, t. 5, p. 73.)

L'*amphibole* commune se trouve sur quelques couches accompagnée de pierres d'aimant, tantôt dans les montagnes primitives, et tantôt dans les secondaires. Le Musée académique de Gottingue possède des échantillons rares de coquilles de mer pétrifiées, surtout des mytilites, des tellinites de Kertsch dans la Crimée, qui ont

encore leur coquille (à la vérité effleurie), et dont toute la cavité est remplie d'*amphibole* rayonnée, très-éclatante, d'un noir verdâtre.

On emploie l'*amphibole*, particulièrement en Suède, comme flux dans la fonte du fer.

L'*amphibole* schisteuse est d'un noir verdâtre, quelquefois d'un noir grisâtre, rarement d'un vert de poireau. Elle est en masse et en couches entières; l'intérieur est en partie d'un éclat gros; la cassure est rayonnée, et rarement schisteuse. Les fragments sont ordinairement orbiculaires, opaques, demi-durs, aigres, difficiles à casser; sa raclure est d'un gris verdâtre; les lames minces sont sonores; sa pesanteur spécifique est de 3,063.

Elle se trouve dans des couches considérables, dans le gneiss et dans le mica schisteux. Le premier passe souvent à l'état d'*amphibole* schisteux, parce qu'il en contient beaucoup dans son mélange; ce fossile est fréquemment mêlé avec du mica, plus rarement avec le quartz ou avec la pyrite; le premier est pour lui un caractère.

En Suède, on se sert de l'*amphibole* schisteuse en place de tuiles.

L'*amphibole* brillante ou le *schiller spath* est regardée par Karsten comme une sous-espèce d'*amphibole*; Haüy l'en a cependant séparée, et l'a placée comme variété de diallage.

La couleur de ce fossile est d'un jaune de laiton, un peu verdâtre; il est à peine translucide, d'un éclat métallique; sa cassure est en lames plates; il est mou; on le trouve à Paste dans le Harzburger Forst.

Analyse par Gmelin:

Silice	43,7
Alumine	17,9
Magnésie	11,2
Oxide de fer	23,7
	96,5

B.

Selon Heyer :

Silice	52,00
Alumine	23,33
Magnésie	6,00
Chaux	7,00
Oxide de fer	17,50
	95,83

Annal. de Crell, t. 2, p. 147.

L'*amphibole* de Labrador a une cassure transversale d'un vert noirâtre, et dans la principale elle est d'un rouge de cuivre qui s'approche fortement du noir, quelquefois veinée dans les différentes directions; elle offre des nuances d'un brun de tombac, de blanc d'argent, d'un jaune d'or ou de bronze.

On la trouve en masse disséminée et en *galets*.

L'intérieur est d'un éclat demi-métallique; la cassure est en partie en feuillets droits et en feuillets courbes; le clivage paroît être simple; elle est en fragmens séparés, d'une forme testacée courbe, à peine translucide sur les bords, molle, aigre, moins difficile à concasser que l'*amphibole* ordinaire; sa raclure est verte, passant au gris; sa pesanteur spécifique est de 3,3857. Haüy, qui appeloit autrefois l'*amphibole* du Labrador *diallage métalloïde*, s'est convaincu depuis que le fossile de l'île de Paul, appelé par les Allemands *hornblende du Labrador*, n'étoit que le bronzite, et il trouva qu'il ne pouvoit pas être rangé parmi les *amphiboles*. Il en a fait une espèce particulière qu'il nomma *hyperstène*, dans laquelle il range l'*amphibole* du Labrador comme variété sous le nom d'hyperstène laminaire, brun rougeâtre métalloïde.

Le fossile appelé par Kirwan *hornblende basaltique*, parce qu'il se trouve fréquemment dans les basaltes (on le trouve aussi dans les wackes et les laves, surtout dans celles du Vésuve), appartient, selon Haüy, à l'espèce d'*augite*. Il l'appelle *pyroxène perihexaèdre* et *perioctaèdre*. *Voyez* art. AUGITE.

Vauquelin, qui a fait l'analyse du pyroxène de l'Ætna, y a trouvé

Silice	52,00
Chaux.	13,20
Alumine	3,33
Magnésie	10,00
Oxide de fer.	14,66
Oxide de manganèse . .	2,00
Perte	4,81
	100,00

Klaproth a analysé le pyroxène des environs de Frascati, près de Rome ; il y a trouvé, à peu de chose près, les mêmes proportions des parties constituantes.

ANALCIME. *Voyez* ZÉOLITHE CUBIQUE.

ANALYSE. Analysis chymica. *Zergliederung*. Cette opération la plus importante que les chimistes exécutent, consiste dans la séparation des parties dissimilaires qui composent un corps. Il ne faut pas la confondre avec la division des corps, en parties homogènes, que l'on opère par des moyens mécaniques.

Les parties constituantes hétérogènes des corps se trouvent réunies par une force connue sous le nom d'*attraction chimique* ou *affinité*. Pour détruire cette force il faut employer des moyens qui puissent l'affoiblir, telle que la chaleur, qui, en disposant les corps à prendre l'état gazéiforme, diminue l'affinité qui les unit entr'eux, ou bien en mettant en contact un corps avec celui qu'on veut analyser : si son affinité est plus forte, il s'unit à un de ses principes.

On distingue l'*analyse* en *simple et composée* : peut-être pourroit-on l'appeler avec plus de raison *pure* et *impure*. Une analyse est pure quand elle donne les principes parfaits et isolés : dans ce cas, on peut souvent reproduire le corps tel qu'il étoit ; l'*analyse* du cinabre nous en donne la preuve. En séparant les deux substances qui le composent, le soufre et le mercure, on réforme ensuite le cinabre en réunissant les deux produits.

Si l'on traite au contraire les corps organiques, il ne peut exister d'*analyse* pure. Les principes séparés se réu-

nissent, en raison de leur affinité, deux à deux, trois à trois, dans des proportions variées et dans un ordre tout différent de celui où ils étoient dans le corps analysé, d'où résultent de nouveaux composés qui n'existoient pas. Inutilement on chercheroit à réformer le corps avec les produits obtenus. Si, par exemple, on soumet à la distillation une gomme, on obtient de l'eau, de l'huile, du gaz acide carbonique, du gaz hydrogène, etc. Toutes ces substances sont des produits qui n'existoient pas dans la gomme.

Fourcroy distingue encore l'*analyse* en *prochaine* et *éloignée*. La première a lieu dans le cas où l'on sépare d'un corps très-composé, telle qu'une racine, le sucre, la fécule, etc. Cette première *analyse* donne toujours des corps composés, mais moins compliqués. L'*analyse* éloignée consiste dans les moyens employés pour amener à des principes plus simples les produits obtenus par la première *analyse*.

Si l'on considère les corps soumis à l'*analyse*, ils sont ou organiques, ou inorganiques. Dans les premiers, on comprend les végétaux et les animaux.

On peut, dans beaucoup de circonstances, donner des règles générales d'*analyse*; mais, pour être utile, il faudroit traiter cet objet avec beaucoup de détails. Il n'existe pas encore d'ouvrage en ce genre, malgré que l'on ait publié quelques suppléments très-précieux.

ANATASE. Anatase.

Haüy a donné ce nom à un fossile, appelé par Bournon schorl octaédrique rectangulaire, schorl bleu par Romé de Lisle, par Saussure octaédrite, et oisanite par Delamétherie. Cette substance n'a été trouvée jusqu'à présent qu'en Dauphiné, sous la forme de cristaux octaèdres alongés, dont l'inclinaison de deux pyramides est de 137 degrés, et dont la base est quadrangulaire; quelquefois les sommets sont parfaits, quelquefois tronqués. La couleur de ce fossile est le gris d'acier, et dans quelques directions elle passe au noir brunâtre, ou au bleu d'indigo. Les faces latérales des cristaux sont striées transversalement; il est luisant et a l'éclat du verre; sa cas-

ture est feuilletée, ordinairement opaque, dure, très-fragile; sa pesanteur spécifique est de 3,8571. Haüy avoit soupçonné, par la fabilité avec laquelle cette substance laisse passer l'étincelle électrique, que c'étoit une matière métallique. Vauquelin répéta les expériences d'Esmark, qui l'avoit de même annoncé de nature métallique par le peu de couleur qu'acquéroit ce fossile au feu du chalumeau avec le borax. Ces premières assertions furent confirmées par l'analyse qu'en fit ce chimiste en 1802, par laquelle il démontra que ce fossile n'étoit qu'un oxide de titane.

Quoiqu'il ne paroisse pas différer, sous le point de vue chimique, du schorl titane, la forme primitive n'est cependant pas la même. Celle du titane schorl est un prisme rectangulaire, dont la base est formée de tétraèdres; celle de l'*anatase* est, au contraire, un octaèdre rectangulaire alongé.

ANIMALISATION. Animalisatio. *Animalisation.*

La formation des substances animales produite par les forces organiques de l'individu, et le changement qu'éprouvent les aliments végétaux, constituent ce qu'on appelle l'*animalisation*. On sait qu'un jeune animal dont on a déterminé exactement le poids, augmente en masse, lorsqu'on lui donne une nourriture végétale. Toutes ses parties deviennent plus grosses et plus fortes. On ne peut douter, d'après cela, que les parties végétales se soient changées en parties animales de diverses natures, comme en chair, en os, etc.

Comme ce phénomène paroît être le résultat de l'action réunie des forces chimiques et organiques, il est impossible de l'expliquer d'une manière satisfaisante, d'autant plus que l'action des forces organiques, et celle chimique modifiée par la force vitale, nous sont parfaitement inconnues.

Voyez les articles DIGESTION, SUC NUTRITIF, LYMPHES, etc.

ANTHRACITE. Anthracites. *Kohlenblende.*

Ce fossile ressemble au premier coup d'œil au charbon de terre, et pendant long-temps on le prit pour une va-

riété. Bientôt on en connoît la différence par l'usage. L'*anthracite* brûle très-difficilement, et ne donne ni flamme blanche, ni fumée noire, ni l'odeur bitumineuse, qui caractérisent le charbon de terre.

La couleur de l'*anthracite* n'est pas d'un noir si foncé que celle du charbon de terre, elle s'approche plutôt du noir métallique ; il est aussi plus fragile et noircit plus facilement les doigts. Il est rude au toucher, et laisse sur le papier un trait noir mat ; ces deux caractères servent principalement à le distinguer du graphite qui est gras au toucher, et qui laisse une trace métallique éclatante. Son tissu est différent ; il est feuilleté, compacte, granulé. Sa pesanteur spécifique est de 1,8 ; elle est moindre que celle du graphite, comme 9 est à 14, et plus grande que celle du charbon de terre, dans la proportion de 9 à 7.

L'*anthracite* est parfaitement opaque. L'étincelle électrique y passe avec facilité ; il brûle difficilement et ne donne que de l'acide carbonique, quel que soit le genre de combustion qu'on lui fasse subir ; par exemple, celle par l'acide nitrique. C'est donc un mélange ou une combinaison chimique de carbone, de silice et d'alumine, dans des proportions différentes.

Brongniart distingue deux variétés d'*anthracite*. La première est friable ; elle se trouve en masse, à texture grenue non feuilletée, tachant fortement les doigts et s'égrenant facilement. La deuxième écailleuse ; elle se divise en larges écailles solides dont la surface est inégale, ondulée, éclatante. Cette variété tache moins les doigts que la précédente. Brongniart a trouvé ces deux variétés au bourg *Arrache*, et Macot près de Pesey, département du Mont-Blanc. Haüy distingue une troisième et une quatrième variétés. L'*anthracite* feuilleté et l'*anthracite* globuleux : la première se divise en feuillets dont la surface est inégale, un peu ondulée ; l'autre se trouve dans le spath calcaire cristallisé de Konsberg en Norvège.

On trouve l'*anthracite* non seulement dans les montagnes primitives, mais aussi dans les montagnes secondaires ; ce dernier fait, dont on a douté pendant longtemps, est démontré par Héricart Thury. Il trouva de l'*anthracite* dans les environs d'Allemont près de la cime

de la Chalanches, environ dix mille pieds au-dessus du niveau de la mer, entre deux couches des schistes noirs imprégnés de plantes. Cet *anthracite* ne contient pas une trace de bitume, mais 91,25 pour cent de charbon. Aussi l'*anthracite* à Rousses près de la montagne de Chalanches, dans les environs d'Oysan, se rencontre dans ces montagnes secondaires.

Les parties constituantes de ce fossile sont, d'après

	Panzenberg,	Dolomieu.	
		Analyse ancienne.	Analyse nouvelle.
Carbone	90	72,05	97,25
Silice	4,2	13,19	0,95
Alumine	4,5	3,29	0,30
Fer oxidé	5,3	3,47	1,50
Eau		8,0	
	100	100	100

Fleuriau-de-Bellevue a rencontré l'*anthracite* cristallisé en lames hexaèdres régulières. On le trouve sur une roche granitique en blocs isolés sur les levées de Saardam en Hollande, et on soupçonne que ces roches ont été apportées de Norvége.

Les minéralogistes allemands regardent l'*anthracite* et la *kohlenblende* comme le même fossile. Brochant veut cependant y voir quelques différences.

ANTIMOINE (Mines d'). L'*antimoine* se trouve en trois états, natif, combiné avec le soufre, et oxidé.

L'*antimoine* natif a été découvert en 1748, par Schwab, à Salberg en Suède. Schreiber l'a trouvé depuis à Allemont. Il est ordinairement enveloppé d'une couche d'oxide blanc d'*antimoine*. Celui d'Allemont est fréquemment mêlé d'arsenic de 2 à 16 pour 100. Dans le dernier cas il a une cassure écailleuse, aussi les facettes sont plus petites et plus brillantes. On l'appeloit autrefois *antimoine testacé*. Haüy l'appelle *antimoine natif arsenical*. Au chalumeau il exhale une vapeur blanche et en plus grande quantité que l'*antimoine* natif non arsenical, qui a une forte odeur d'ail. L'*antimoine* et l'arsenic s'y trouvent en état métallique. On a trouvé de l'*antimoine* natif à An-

dréasberg; Klaproth en a fait l'analyse dont voici le résultat:

Antimoine	98,00
Argent	1,00
Fer	0,25
	99,25

(Mém. de Klaproth, en allemand, t. 3, p. 170.)

L'*antimoine* sulfuré se rencontre le plus abondamment dans la nature; il est formé d'aiguilles d'un éclat métallique très-vif. Ces aiguilles étant assez grandes pour en déterminer la forme, sont des prismes tétraèdres terminés par des pyramides tétraèdres: elles sont très-fragiles et cassent par la moindre pression; elles sont très-fusibles et se fondent déjà par la flamme d'une bougie. Traitées au chalumeau sur un charbon, elles fondent et y pénètrent. Le sulfure d'*antimoine* est gris, d'un éclat métallique; la raclure est grise métallique et plus brillante. Le fossile pulvérisé est noir et tache les doigts; sa pesanteur spécifique est 4,1327 à 4,516.

Les minéralogistes allemands distinguent quatre espèces de ce fossile d'après le tissu: *compacte, lamelleux, rayonné* et *plumeux*. Haüy le divise en *cylindroïde, aciculaire* et *capillaire*, division fondée sur la direction des cristaux. Quelquefois l'*antimoine* sulfuré est irisé.

L'*antimoine* oxidé, qui est appelé à cause de sa couleur *mine blanche*, se trouve à Przribram en Bohême; à Braunsdorf en Saxe; à Malazka en Hongrie, en Dauphiné et à Allemont. On le rencontre quelquefois en tables carrées; quelquefois en cristaux aciculaires sous forme de zéolithe. Il est nacré, facilement fusible, se laisse couper par le couteau; son tissu est lamelleux. Sur des charbons ardents il décrépite, et se volatilise au chalumeau.

Plusieurs minéralogistes ont pris ce fossile pour un *antimoine* muriaté; mais Klaproth (Beitr., t. 3, p. 183) et Vauquelin ont trouvé qu'il étoit de l'oxide d'*antimoine* pur. On doit cependant remarquer que l'oxide artificiel est très-peu fusible, tandis que l'oxide naturel fond facilement.

Vauquelin a fait l'analyse du fossile du Dauphiné que l'on trouve en cristaux aciculaires : sur cent parties il a trouvé,

Oxide d'antimoine	86
Oxide de fer	3
Silice	8
	97

(*Haüy*, Traité de Minér., t. 4, p. 274.)

On distingue encore l'*antimoine* jaune et l'*antimoine* rouge (*antimoine* hydro-sulfuré); le premier est d'un jaune paille, le dernier d'un rouge foncé de tuiles. Lorsqu'on y verse de l'acide nitrique, ils se couvrent d'une croûte blanche; ils brûlent souvent avec la flamme bleue du soufre et se volatilisent entièrement au chalumeau. L'*antimoine jaune* est un des fossiles rares. On le rencontre en partie avec le sulfure d'*antimoine*, quelquefois à sa surface; il se trouve à Braunsdorf, à Felsobanya en Hongrie, à Kapnik en Transylvanie et en Toscane.

L'*antimoine* rouge se trouve également à Braunsdorf, à Cremnitz en Hongrie et à Allemont. Sa pesanteur spécifique est 4,090; il a l'éclat du verre, un tissu fibreux; il s'en dégage, dissous par l'acide muriatique, du gaz hydrogène sulfuré; et la dissolution contient du sulfure d'*antimoine* hydrogéné. Lorsqu'on le fait rougir, il se dégage du gaz acide carbonique; il se forme une petite quantité de verre d'*antimoine*, et la plus grande partie reste comme oxide. Il fournit 67 ½ pour cent d'*antimoine* métallique. Klaproth conclut de ces expériences qu'il est composé de

Antimoine	78,3
Soufre	19,7
	98,0

Berthollet et Proust regardent l'*antimoine* rouge comme un hydro-sulfure, ou comme un *kermès* naturel. Haüy l'a considéré comme des *antimoines* jaune et rouge, ou comme des variétés d'une espèce, et les classe dans sa Minéralogie comme des sulfures hydrogénés. Mais si l'on fait

attention que dans les expériences par la voie humide, il se manifeste du gaz hydrogène sulfuré, et que lorsqu'on chauffe le fossile dans une cornue à l'appareil au mercure, il ne se dégage pas un atome de ce gaz, on sera obligé de regarder, avec Klaproth, la formation de ce gaz due au liquide employé.

Les mines d'*antimoine* se trouvent non seulement dans des montagnes primitives, mais aussi dans des montagnes secondaires. Les gangues qui l'accompagnent ordinairement sont le quartz, le spath pesant et le spath calcaire. L'*antimoine* sulfuré est la seule espèce de ces mines qu'on rencontre en grandes masses, ou en gangues entières. Les autres mines se trouvent en petites quantités qui accompagnent fréquemment le sulfure. On se sert seulement de la dernière espèce pour exploiter l'*antimoine*. On cherche à séparer le sulfure d'*antimoine* dont on fait un fréquent usage, de sa gangue, qui fournit ensuite l'*antimoine* pur.

On arriveroit au premier but dans la plupart des cas, surtout quand le sulfure n'a pas pour gangue le sulfate de barite, avec lequel il a une pesanteur spécifique presque semblable, par le bocardage et le lavage ; mais la fusibilité du sulfure d'*antimoine* donne encore un moyen bien plus certain pour opérer la séparation.

Le procédé le plus usité est le suivant. On remplit des pots de terre ou des creusets dont le fond est troué, avec la mine bocardée ; on les pose sur d'autres qui sont enfouis à moitié dans la terre. On allume du feu autour des vases supérieurs : le sulfure d'*antimoine* se fond et coule par l'ouverture dans les pots inférieurs, dans lesquels il forme, par le refroidissement, une masse solide qui a ordinairement un tissu aciculaire. A la fin de l'opération, il faut laisser refroidir l'appareil avant de vider les vases.

Dans ce procédé il se fait une dépense considérable de vases, de combustibles et de temps. Pour les épargner, on a proposé les changements suivants. Le premier est par Gensanne. D'après lui, on pose les vases contenant la mine avec la gangue dans un fourneau sur lequel se trouvent les autres vases qui servent de récipient. La communication de deux vases est opérée par un tuyau

de terre. On chauffe le fourneau avec du charbon de terre. L'*antimoine* fondu arrive dans les vases extérieurs, et on les vide sur-le-champ. On enlève la gangue des pots de l'intérieur du fourneau, que l'on remplace par la mine fraîche. C'est ainsi que le travail marche sans interruption.

Dans les mines de Ramée, près de Pouzange, département de la Vendée, on pratique le procédé suivant. Dans un fourneau de reverbère rond on accumule au fond, avec du poussier de charbon, le minérai; lorsque le sulfure est en fusion, il coule dans les endroits les plus profonds du fourneau. On y fait alors une ouverture par laquelle on laisse passer le sulfure fondu que l'on fait arriver dans un trou pratiqué près du fourneau.

Si l'on veut obtenir l'*antimoine* métallique, on volatilise d'abord le soufre par une douce chaleur. A cet effet, on le concasse en petits morceaux que l'on place sur la grille du fourneau de reverbère, et l'on donne un feu médiocre. Le soufre se volatilise en grande partie, et l'*antimoine* reste en oxide gris, qui retient encore un peu de soufre. On y mêle la moitié de son poids de tartre, et on met le mélange dans des creusets qu'on place dans un fourneau à fondre.

L'acide tartarique est décomposé par la chaleur, et le carbone, une de ses parties constituantes, opère rapidement la désoxidation de l'*antimoine*. La potasse s'unit au reste du soufre qui, adhérant encore à l'oxide, favorise la fusion du métal, et empêche, en y formant une croûte, la volatilisation de l'*antimoine* qui s'accumule au fond du vase.

C'est un fait remarquable que lorsqu'on emploie du charbon avec des flux terreux ou salins, on n'a pas les mêmes résultats. Dans ce cas, on n'obtient qu'une petite quantité d'*antimoine*, qui, en outre, n'est pas fondu en masse, mais disséminé en petites globules dans la partie vitrifiée du creuset. Il paroît que le degré de chaleur nécessaire à la fusion des flux terreux est trop fort, et qu'une partie de métal se volatilise avant que le charbon ne puisse opérer sa désoxidation; peut-être aussi le charbon, très-divisé de l'acide tartarique, est-il plus

propre à faire cette désoxidation que celui en parties grossières.

L'*antimoine* ainsi désoxidé existe dans le commerce sous le nom de *régule d'antimoine*. Il a la forme de gâteau, sur la surface duquel l'on aperçoit une cristallisation imparfaite formant une ou plusieurs étoiles dont les rayons ont beaucoup de ressemblance avec les feuilles de fougère.

Dans cet état, l'*antimoine* n'est pas assez pur. On l'obtient ainsi en le faisant dissoudre dans l'acide nitro-muriatique, et en précipitant l'oxide par l'eau. On fait fondre le précipité avec deux parties de tartre en poids, et on obtient un bouton de métal pur.

ANTIMOINE. Antimonium, Stibium. *Spiesglanz*.

Ce n'est que depuis le 15e siècle que l'on connoît cette substance dans son état métallique. Le *simmi* des Grecs et le *stibium* des Romains étoient un oxide de ce métal, ou sa combinaison avec le soufre. On s'en servoit à l'extérieur pour les maladies d'yeux ; on s'en coloroit les sourcils, etc. Basile Valentin est le premier qui fasse mention de l'*antimoine* métallique, sous le nom de *regulus antimonii*. Voyez *Currus triomphalis antimonii*.

Aucun métal n'a autant attiré l'attention des chimistes que l'*antimoine*. On croyoit trouver en lui un remède universel, et les alchimistes espérèrent d'en tirer *primam materiam* pour le grand œuvre. On fit des expériences sans plan raisonné ; d'un autre côté beaucoup de personnes classèrent ce métal au rang des poisons ; on en défendit même l'usage. Le parlement de Paris, sollicité par la faculté de médecine, interdit l'usage de l'*antimoine* comme médicament. On voit encore, en 1699, qu'un médecin de Caen, chimiste habile, nommé *Paumier*, fut destitué parce qu'il avoit ordonné de l'*antimoine* à ses malades.

Lemery parmi les anciens, et Bergmann, Berthollet, Proust et Thenard parmi les modernes, ont principalement contribué à faire connoître les propriétés de ce métal.

L'*antimoine* a une couleur blanche qui tire au bleu grisâtre. Il a un tissu lamelleux ; les feuillets se croisent dans

toute direction, et donnent quelquefois au métal une apparence de cristallisation, d'où provient l'étoile qu'on aperçoit à la surface de l'*antimoine* métallique. Haüy a démontré que la forme primitive étoit un octaèdre, et que sa molécule intégrante étoit le tétraèdre.

Si l'on frotte l'*antimoine* avec les doigts, il leur communique une odeur et une saveur particulières.

La pesanteur spécifique est, suivant Brisson, de 6,702, et d'après Bergmann de 6,86.

Ce métal est dur, raie le plomb, l'étain, le bismuth et l'argent; il est très-fragile, et se réduit facilement en poudre. Il rougit avant de se fondre. Il entre en fusion à une température de 809° (Fahrenheit), et se volatilise au contact de l'air, en augmentant un peu la chaleur. Si la température est encore plus élevée, il s'enflamme en répandant une vapeur blanche qui, condensée par le refroidissement, donne des cristaux transparents en aiguilles, qu'on appeloit autrefois *fleurs argentines d'antimoine*; ce n'est qu'un oxide blanc d'*antimoine*. Les vapeurs de ce métal, qui s'élèvent sans combustion, constituent aussi cet oxide.

L'air n'a point d'action sur l'*antimoine* à la température ordinaire; mais sitôt qu'il est en état de vapeur, il décompose l'air et s'oxide.

D'après Thenard (Annal. de Chimie, t. 32, p. 257), l'*antimoine* peut exister dans six états différents, lorsqu'il est combiné avec l'oxigène. Ces six oxides diffèrent entre eux par un ou deux centièmes d'oxigène. Il les appelle *oxides blanc, jaune, orangé, brun, noir*.

Il les obtient en exposant l'oxide blanc à différents degrés de chaleur, et en en chassant peu à peu une quantité toujours plus grande d'oxigène. Proust a prouvé cependant, par de nouvelles expériences (Journ. de Physique, t. 55, p. 325), que l'assertion de Thenard étoit sans fondement, et que l'*antimoine*, comme la plupart des autres métaux, ne s'unissoit à l'oxigène que dans deux proportions différentes. On prépare l'oxidule ou l'oxide d'*antimoine* au *minimum* de la manière suivante. On dissout l'*antimoine* dans l'acide muriatique, et on ajoute de l'eau à la dissolution. Il se forme un précipité blanc d'oxide

d'*antimoine* au *minimum*, combiné avec un peu d'acide muriatique. Dans cet état, on l'appeloit autrefois *poudre d'Algaroth*, de Victor Algaroti, médecin de Vérone, qui le premier l'obtint par le procédé ci-dessus. On lave avec soin le précipité, et on le fait bouillir quelque temps avec du carbonate de potasse. On le lave de nouveau, et on le laisse sécher sur le filtre.

La couleur de cet oxide est d'un blanc sale, sans éclat. Si on l'expose à une chaleur rouge modérée dans une cornue lutée, il se fond facilement et reste quelque temps en fusion, parce qu'il n'attaque le verre qu'à une température très-élevée. Sa surface se couvre, par le refroidissement, de petits cristaux opaques, formés en faisceaux, comme dans les *zéolithes*, dont la couleur est d'un blanc jaunâtre. Quand on chauffe cet oxide avec le contact de l'air, à une douce chaleur, une partie se volatilise. Mêlé avec l'*antimoine* métallique, et à une chaleur long-temps continuée, il n'y a point de changement. Les proportions, d'après Proust, sont : *antimoine* 81,5, oxigène 18,5.

L'oxide d'*antimoine* au *maximum* s'obtient en exposant le métal au contact de l'air à une forte chaleur. Le métal s'enflamme, et il se volatilise une vapeur blanche qui se sublime sous forme d'aiguille ; c'est le même oxide qu'on appeloit *fleurs argentines d'antimoine*.

On obtient le même oxide en traitant l'*antimoine* par l'acide nitrique, ou par le nitrate de potasse chauffé au rouge. En suivant ce dernier procédé, il reste dans le creuset une masse blanche qui n'est qu'une combinaison de l'oxide d'*antimoine* avec la potasse. Quand on dissout cette matière dans l'eau, et quand on y verse un acide, l'oxide d'*antimoine* se précipite. Cet oxide est blanc et insoluble dans l'eau. Il n'est pas aussi soluble dans les acides que l'oxide au *minimum*. Il supporte la chaleur rouge sans se fondre ; il se volatilise cependant sous la forme de cristaux prismatiques ayant l'éclat de l'argent. Lorsqu'on le fait fondre avec un quart de son poids d'*antimoine* métallique, on le convertit en oxide au *minimum*.

Cet oxide est composé d'*antimoine* 77, oxigène 23. Si on met de l'hydrogène en contact avec l'*antimoine*, sa surface se ternit. Lorsqu'on fait chauffer les oxides d'*an-*

timoine avec le charbon ou avec l'huile, on ne les réduit pas entièrement. Il est nécessaire qu'il y ait une substance qui favorise la fusion du métal, telle que la potasse. La plus grande partie de l'*antimoine* présente une masse noire spongieuse qui s'enflamme à l'air.

L'*antimoine* se combine avec le soufre par la fusion; ce composé se trouve natif. (*Voyez* Antimoine sulfuré.)

On parvient à combiner le phosphore avec l'*antimoine*, en fondant dans un creuset partie égale d'*antimoine* et de verre phosphorique, avec un huitième de charbon en poudre; ou bien en projetant du phosphore sur l'*antimoine* fondu.

Le phosphure d'*antimoine* a une couleur blanche, un éclat métallique, est fragile; son tissu est cristallin, et présente l'assemblage d'une quantité de petits cubes. Lorsqu'on fait fondre ce composé, on aperçoit une flamme verte, et il se sublime de l'oxide blanc d'*antimoine*.

L'*antimoine* à l'état métallique ne paroît pas être altéré par les terres, ni par les alcalis. Lorsqu'il est à l'état d'oxide, il forme avec les terres une espèce de verre orangé, plus ou moins foncé. Avec la potasse, l'*antimoine* oxidé fait fonction d'acide, d'où il résulte un sel insoluble, appelé *antimonite*. On peut obtenir cette combinaison par la détonnation du nitre avec l'*antimoine*.

L'acide sulfurique attaque l'*antimoine*. Quand l'acide est concentré et bouillant, il y a dégagement d'acide sulfureux, et il se dépose, par le refroidissement, une masse blanche très-peu soluble dans l'eau.

L'acide nitrique a une action très-énergique sur l'*antimoine*. L'oxidation est tellement rapide que le métal s'enflamme. Dans cette opération, l'acide et l'eau se décomposent; l'azote du premier se combine avec l'hydrogène du second pour former de l'ammoniaque, et le métal se trouve oxidé au *maximum*.

L'*antimoine* se dissout dans l'acide muriatique à l'aide d'une longue digestion. Tant que l'acide est chaud, la dissolution paroît complète; mais une partie d'*antimoine* oxidé au *minimum* se sépare par le refroidissement.

Lorsqu'on projette de l'*antimoine* en poudre dans du gaz acide muriatique oxigéné, le métal s'enflamme et brûle avec une flamme blanche éclatante.

Les différentes dissolutions de l'*antimoine* dans les acides sont précipitées par le fer et le zinc. On a reconnu à la poudre noire qui se dépose, des propriétés analogues à celle du pyrophore.

Un mélange de partie égale d'*antimoine* et de muriate suroxigéné de potasse, détonne par le choc du marteau.

Avec le tartrate acidule de potasse, on forme l'émétique.

L'*antimoine* se combine avec plusieurs métaux. Partie égale d'*antimoine* et de plomb donne, par la fusion, un alliage poreux et fragile. Trois parties de plomb et une d'*antimoine* forment un alliage compacte, ductile, infiniment plus dur que le plomb. Douze parties de plomb et une d'*antimoine* donnent un alliage très-ductile, plus dur que le plomb. Avec 16 parties de plomb et 1 d'*antimoine*, l'alliage a tous les caractères extérieurs du plomb; il est très-tenace, a une pesanteur spécifique plus grande que l'annonce le calcul; il est plus dur que le plomb. Cet alliage sert pour les caractères d'imprimerie.

L'*antimoine* forme avec le fer un alliage fragile, dur, d'une densité inférieure au calcul. Par addition d'*antimoine*, on détruit les propriétés magnétiques beaucoup mieux qu'avec tout autre métal. Deux parties de sulfure d'*antimoine* fondues avec une de fer, donnent cette préparation connue sous le nom de *regulus martialis*.

L'*antimoine* et l'or donnent un alliage cassant d'une couleur jaune. Hatchett a formé un alliage avec 453 parties d'*antimoine* et 5307 parties d'or; il a observé une perte de 93 parties. Le mélange restant étoit composé d'une partie d'*antimoine* et de 15 d'or. Il étoit d'un jaune pâle, fragile, gris cendré dans sa cassure, le grain fin et l'aspect de la porcelaine. Si la quantité d'*antimoine* ne passe pas $\frac{1}{1920}$ de la totalité, le mélange est cassant, même quand les vapeurs d'*antimoine* touchent l'or fondu; il devient cassant.

Le cuivre et l'*antimoine* se fondent facilement ensemble. Partie égale de ces métaux donnent un alliage d'un beau violet, dont la pesanteur spécifique surpasse le calcul.

Avec le manganèse, l'*antimoine* ne se combine qu'in-

parfaitement. L'alliage de platine et d'*antimoine* est cassent et plus léger que le platine. Ces deux métaux s'unissent facilement ensemble; on ne parvient pas à séparer entièrement l'*antimoine* du platine.

Le mercure et l'*antimoine* ne s'amalgament pas à froid. Si l'on mêle 3 parties de mercure avec 1 partie d'*antimoine* fondu, on obtient un amalgame blanchâtre qui se décompose en peu de temps.

L'alliage de l'*antimoine* et de l'argent est fragile. Il a, d'après Gellert, une densité moindre que le calcul ne l'indique.

L'*antimoine* et le bismuth donnent un alliage cassant.

L'alliage d'*antimoine* et de zinc est dur et cassant; il ressemble, quant à la couleur, à l'acier. La pesanteur spécifique est diminuée.

L'étain et l'*antimoine* donnent, par la fusion, un alliage ductile et non cassant, comme on le croyoit, dont la pesanteur spécifique est au-dessous du calcul.

Quatre parties d'étain et une partie d'*antimoine* forment un alliage très-ductile. A partie égale, les deux métaux ont encore une certaine ductilité; et si l'étain contient quelques centièmes de plomb, l'alliage dans les deux proportions devient très-cassant. Les alliages composés dans des proportions, entre les deux alliages ci-dessus, ont des propriétés qui correspondent aux quantités d'*antimoine* et d'étain. Ils ne sont pas tous précipités par l'eau de leur dissolution dans l'acide nitro-muriatique; pour que cela ait lieu, il faut que l'*antimoine* fasse au moins le tiers de l'alliage, et il faut chasser en grande partie l'acide excédant en évaporant la dissolution. Lorsque l'étain prédomine, la précipitation n'a lieu qu'au bout de vingt-quatre heures; alors les dernières parties se séparent. C'est une combinaison des deux oxides avec l'acide muriatique. (Voyez *Thenard*, Ann. de Chim., t. 55, p. 276.)

Ce composé a plusieurs usages; on en prépare entre autres les plaques pour l'imprimerie des notes.

Antimoine (Sulfure d'). Antimonium sulphuratum nigrum. *Schwefelhaltiges antimonium.*

Cette combinaison est native; on la prépare aussi par

art. On connoissoit le sulfure d'*antimoine* bien avant *antimoine* métallique ; on le nommoit simplement *antimoine*, aussi sert-il à la plupart des préparations pharmaceutiques.

Les sulfures d'*antimoine* artificiel et naturel se ressemblent quant à l'extérieur et aux proportions. Il a un tissu ristallin, composé d'une infinité de petites aiguilles. Sa ouleur est d'un gris bleuâtre, d'un éclat métallique. Ses roportions sont, d'après

	Bergmann,	Proust,
Antimoine	74	75,1
Soufre	26	24,9
	100	100

L'oxide d'*antimoine* au *minimum* peut être fondu dans liverses proportions avec le sulfure d'*antimoine*. Le composé qui en résulte est demi-transparent, d'un rouge brunâtre. Suivant les proportions des substances employées, e produit a un aspect différent. Si l'on prend 8 parties l'oxide d'*antimoine* contre 1 partie de sulfure, le composé a une couleur orangée et demi-transparente. Dans cet état, on l'appelle *verre d'antimoine*. Si l'on prend, au contraire, 8 parties d'oxide contre 2 de sulfure, le composé a une couleur plus brune, est opaque ; c'est le *crocus metallorum*. Huit parties d'oxide d'*antimoine* fondues avec 4 de sulfure, donnent le foie d'*antimoine*. *Voyez* art. Safran, Verre et Foie d'antimoine.

Quant au verre et au foie d'*antimoine*, les proportions de soufre et d'*antimoine* sont indifférentes ; car en chauffant lentement avec le contact de l'air, il perd une partie de soufre ; on peut lui en enlever à volonté pour obtenir l'une ou l'autre de ces préparations.

On croyoit que les oxides d'*antimoine* pouvoient former une combinaison permanente avec le soufre, mais les expériences de Proust ont prouvé le contraire. Si les oxidés d'*antimoine* sulfurés sont exposés à une haute température, l'oxigène se dégage, et le soufre se combine avec le métal. L'oxide d'*antimoine* peut cependant dissoudre du sulfure d'*antimoine*. Si le soufre ne se trouve pas en

quantité suffisante pour réduire entièrement l'oxide, une partie se désoxide et se combine avec le sulfure formé. Ce composé s'unit à la partie d'*antimoine* non désoxide, et forme les diverses préparations pharmaceutiques. Pour obtenir ces combinaisons avec l'*antimoine* oxidé, il faut qu'il soit préalablement au *minimum* d'oxidation; d'après cela il est facile de deviner pourquoi ces préparations peuvent être faites de plusieurs manières.

Le sulfure d'*antimoine* décompose l'eau, même à froid. Les alcalis, la barite, la strontiane combinés avec le sulfure d'*antimoine*, forment du kermès ou du soufre doré. *Voyez* ces articles.

Si l'on fait rougir ensemble dans un vase clos du sulfure d'*antimoine* avec la chaux, il se forme un sulfure de chaux antimonié soluble dans beaucoup d'eau.

L'acide sulfurique agit peu sur le sulfure d'*antimoine*; l'action de l'acide nitrique est plus marquée; le soufre se précipite et l'*antimoine* se convertit en oxide blanc.

L'acide muriatique, et principalement l'acide nitro-muriatique, dissolvent le sulfure d'*antimoine* en séparant le soufre; il se dégage pendant cette dissolution du gaz hydrogène sulfuré.

Si l'on projette du sulfure d'*antimoine* réduit en poudre dans du gaz acide muriatique oxigène, il brûle avec flamme.

Le nitrate de potasse est décomposé par le sulfure d'*antimoine*. Si l'on projette par cuillerée dans un creuset rouge un mélange de 1 partie de sulfure d'*antimoine* et de 3 parties de nitre, il y a détonnation; si l'on augmente le feu, on obtient une fusion complète. On verse la matière dans un mortier de fer, et on pulvérise ensuite; c'est l'*antimoine* diaphorétique non lavé, *stibium oxidatum album*, appelé aussi *fondant de Rotrou*. Comme ce composé attire l'humidité de l'air, il faut le tenir dans un vase bien bouché.

L'eau bouillante dissout les matières salines, et l'oxide d'*antimoine* se précipite sous la forme d'une poudre blanche, ce qui constitue l'*antimoine* diaphorétique lavé.

Si l'on verse dans la liqueur surnageante un acide, il se forme un nouveau précipité; c'est encore de l'oxide

l'*antimoine* qui étoit tenu en dissolution par l'alcali. Ce précipité a été appelé *céruse* ou *magistère d'antimoine*, matière perlée de *Kerkringius*.

Un chimiste nommé *Chevalleray*, voulant améliorer l'*antimoine* diaphorétique, le faisoit rougir sept fois avec du nitre, et chaque fois lessivoit le résidu. Cette matière s'appeloit *poudre de la Chevalleray*.

Lorsqu'on fait chauffer à une chaleur blanche partie égale de sulfure d'*antimoine* et d'os calcinés, on obtient un médicament connu sous le nom de *poudre de Saint-James*. C'est un sel triple composé d'acide phosphorique, de chaux et d'oxide d'*antimoine*. Cent parties de ce sel contiennent, d'après Pearson, phosphate de chaux 43, oxide d'*antimoine* 57. (Phil. Transact., 1791, p. 317.)

Chenevix a donné le procédé suivant. On fait dissoudre dans la plus petite quantité possible d'acide muriatique, partie égale d'oxide blanc d'*antimoine* et de phosphate de chaux; on ajoute suffisante quantité d'eau, tenant de l'ammoniaque en dissolution; il se forme un précipité.

Cette poudre, suivant Chenevix, n'est pas une combinaison chimique, mais un simple mélange de phosphate de chaux et de muriate d'*antimoine* avec excès de base. Phil. Mag., t. 9, p. 110.

On se sert fréquemment du sulfure d'*antimoine* pour séparer l'or d'autres métaux. On expose les substances à un degré de feu convenable; une partie d'*antimoine* se combine avec l'or; on le sépare ensuite en chauffant fortement avec le nitrate de potasse.

APATITE. Calcareus apatites. *Spargelstein, phosphorit.*

Werner a donné le nom d'*apatite*, du grec *apatao*, à un fossile composé d'acide phosphorique et de chaux, parce qu'on l'a confondu long-temps avec des substances qui lui ressemblent au premier coup d'œil, mais qui en diffèrent essentiellement.

Ce fossile se trouve en Espagne, où il forme des montagnes entières; il existe aussi en divers endroits d'Allemagne, à Cornouaille, etc. Il est compacte, cristallisé. Sa forme primitive est le prisme hexaèdre régulier; sa molécule intégrante est un prisme triangulaire régulier,

dont la hauteur est à la face de sa base comme 1 est à 2. Les angles du prisme primitif hexaèdre manquent quelquefois, et sont remplacés par des facettes où l'on trouve de petites faces au lieu des bords du prisme. Tantôt l'une ou l'autre variation a lieu, tantôt le prisme est terminé par des pyramides quadrangulaires. L'analyse de Pelletier indique que cette substance contient chaux 59, silice 2, oxide de fer 1, acide phosphorique 34, acide fluorique 2,5, acide carbonique 1, acide muriatique 0,5. (Annal. de Chimie, t. 7, p. 94.)

L'analyse de l'*apatite* écailleux, faite par Vauquelin, a donné chaux 54,28, acide phosphorique 45,72. (Journ. des Mines, t. 37, p. 26.)

Klaproth a analysé l'*apatite* feuilleté ; il y a trouvé chaux 55, acide phosphorique 45. (Journ. de Bergmann, 1788, t. 1, p. 294.)

APLOME. Aplome. *Aplome.*

Haüy a donné ce nom à un fossile connu depuis peu de temps, et dont on n'a pas encore fait l'analyse (1).

Cette substance a quelques rapports avec le grenat et avec l'idocrase. Le dodécaèdre à faces rhomboïdales est la forme sous laquelle on l'a toujours trouvée. Les rhombes sont striées parallèlement à leurs petites diagonales, ce qui fait supposer que la forme primitive de ces cristaux est un cube, et qu'ils sont le résultat d'un décroissement par une seule rangée sur tous les bords.

Cette loi de décroissement est une des plus simples ; et comme aucun fossile ne montre aussi bien la formation

---

(1) M. Laugier a fait l'analyse de cette substance (*voyez* Annal. du Muséum d'Hist. nat., 4e cahier, 6e année, et Annal. de Chimie, vol. 71).

L'*aplome* se trouve en Sibérie sur les bords du fleuve Léna. L'échantillon sur lequel Laugier a opéré, étoit bien cristallisé. Ses cristaux avoient à peu près le poli et la couleur de l'axinite violâtre. Cette pierre est très-dure et ne se réduit en poudre qu'avec difficulté ; elle se divise d'abord en petites molécules cristallines, brillantes, qui résistent à l'action du pilon. La pesanteur spécifique, selon Haüy, est de 3,444.

Cent parties de cette substance contiennent, selon Laugier, silice 40, alumine 20, chaux 14,5, oxide de fer 14, oxide de manganèse 2, mélange de silice et de fer 2, perte par la calcination 2. (*Note des Traducteurs.*)

du dodecaèdre, Haüy l'a appelé *aplome*, du grec *aplous*, qui veut dire simple.

La couleur des cristaux est d'un brun foncé; ils donnent des étincelles avec l'acier. Leur pesanteur spécifique est de 3,444, par conséquent moindre que celle du granit; aussi ces deux fossiles se distinguent-ils par la cassure. Celle de l'*aplome* est foiblement écailleuse, et, dans quelques endroits, presque vitreuse; celle du granit est feuilletée et plus éclatante; enfin les cristaux de l'*aplome* fondent au chalumeau en un verre noir.

L'*aplome* se distingue de l'isocrase par la forme primitive qui est dans le premier un prisme rectangulaire dont les bases sont quadrangulaires.

ARBRE DE DIANE. Arbor Dianæ. *Dianenbaum.*

On a donné ce nom à un amalgame d'argent qui cristallise en forme d'arbrisseau. Lemery est le premier qui ait décrit le procédé. *Voyez* son Cours de Chimie, Paris, 1697, p. 98.

On dissout 1 once d'argent fin dans l'acide nitrique; on ajoute à peu près 20 onces d'eau distillée et 2 onces de mercure; on laisse reposer le tout pendant 40 jours; il se forme sur le mercure une cristallisation qui présente des rameaux comme un végétal.

Homberg a simplifié ce procédé. Il propose de faire à froid un amalgame de 4 parties d'argent en feuilles et de 2 parties de mercure (ce dernier est cependant inutile); de dissoudre dans suffisante quantité d'acide nitrique, et d'étendre la dissolution de 32 fois autant d'eau distillée que d'amalgame employé. On met ensuite dans la liqueur une petite boule d'argent. (*Voyez* Mém. de Paris, 1692, p. 209.)

Klaproth indique le procédé suivant. On dissout 1 gros d'argent dans une suffisante quantité d'acide nitrique; on ajoute 3 onces d'eau, et on y plonge un amalgame d'une once de mercure et d'un gros d'argent en feuilles (1).

---

(1) M. Vitalis, professeur de chimie à Rouen, a indiqué un nouveau procédé pour obtenir cet amalgame de manière à retirer facilement la végétation métallique de la liqueur, et à la conserver sans aucune altération, hors du vase où elle a été formée.

Son procédé consiste à suspendre un petit nouet de linge fin plié en

On obtient aussi cette cristallisation dentritique en petit en humectant une plaque de verre avec du nitrate d'argent, et en y appliquant un anneau de laiton ou de cuivre ; aussitôt on découvre les rameaux, que la loupe démontre très-facilement.

Cette expérience qu'on peut envisager sous le rapport de la science et sous celui d'agrément, prouve que l'oxigène a plus d'attraction avec le mercure qu'avec l'argent. Le premier s'oxide et se dissout dans l'acide, tandis que l'autre se sépare à l'état métallique.

ARDOISE ALUMINEUSE. Argilla aluminaris schistosa, *Wern.* *Alaunschiefer.*

Sa couleur est grise, noire-brunâtre, quelquefois jaunâtre. On trouve cette substance en masse orbiculaire, tantôt en feuilles droites, tantôt sphériques. Son intérieur est en partie éclatant et en partie brillant, et mat, d'un éclat commun, et fréquemment incrusté de pyrites. Elle est molle, fragile. Sa pesanteur spécifique est de 2,021.

On distingue l'*ardoise* commune et l'*ardoise* éclatante. Dans 1000 parties d'*ardoise* terreuse, Klaproth a trouvé les proportions suivantes : soufre 28,50, charbon 196,50, alumine 160, silice 400, oxide noir de fer avec une trace de manganèse 64, sulfate de fer 18, sulfate de chaux 15, magnésie 5, sulfate de potasse 15, muriate de potasse 5, eau 107,50. (*Voyez* Journal de Chimie, t. 6, p. 59.)

---

double et contenant 5 ou 6 gros de mercure bien pur, dans les dissolutions nitriques de mercure et d'argent, toutes deux bien saturées et étendues de la quantité d'eau distillée que prescrit Baumé.

Les dissolutions métalliques pénètrent bientôt jusqu'au mercure renfermé dans le nouet, et on voit se former promptement de belles aiguilles groupées autour du nouet et adhérentes au noyau du mercure qui leur sert de point d'appui.

Ces aiguilles augmentent progressivement en volume, et parviennent en peu de temps à la longueur de plus d'un pouce.

Lorsqu'on s'aperçoit que la végétation métallique ne fait plus de progrès, on retire de la liqueur le nouet chargé de beaux prismes aiguillés ; et à l'aide du fil de soie qui a servi à serrer le nouet, et fixé par une de ses extrémités à un bouchon de liége, on suspend le tout sous une petite cloche de verre, au milieu de laquelle les cristaux métalliques se conservent parfaitement. (*Voyez* Annal. de Chimie, t. 72.) (*Note des Traducteurs.*)

L'*ardoise* se trouve en partie dans les montagnes à filons; et ces dernières sont souvent imprégnées d'animaux et de végétaux.

ARDOISE ARGILEUSE. Argilla schistus, *Wern. Thonschiefer.*

L'*ardoise* est ordinairement d'un gris plus ou moins foncé. On la voit rarement rouge ou brune. Elle est quelquefois ondulée, striée, ou tachetée.

On la trouve en masse, disséminée ou arrondie. Son éclat extérieur est dû au hasard; l'intérieur est brillant, rarement mat. La cassure est ondulée, schisteuse. La cassure ondulée montre un clivage double à angles obliques, d'où provient qu'elle casse en fragments rhomboïdaux : le plus souvent les fragments sont orbiculaires. Elle est molle, ou d'une dureté moyenne, peu aigre, facile à casser. Sa raclure est d'un blanc grisâtre ou d'un gris clair, d'une pesanteur spécifique de 2,791 à 3,500.

D'après Kirwan, elle est composée de

Alumine	26
Silice	46
Magnésie	8
Chaux	4
Fer	14
	98

L'*ardoise* constitue un terrain primitif, et forme souvent des chaînes de montagnes. On en fait des murs, des tables; elle sert à couvrir les maisons, etc. La pierre de touche est une *ardoise*. Une variété remarquable de l'*ardoise* est le schiste gris, découvert par Lowitz à l'embouchure de Kamyschinka, près Dimitriewsk. Il a la propriété d'attirer et de perdre l'humidité de l'air. Il a été employé pour les hygromètres, et Lowitz lui a donné le nom de *schiste hygrométrique* (*Voyez* Lichtenberg, Magasin de Gotting., an 3, p. 491.)

ARÉOMÈTRE. Arœometrum. *Arœometer.*

On donne ce nom à un instrument dont on se sert pour mesurer la pesanteur spécifique des liquides. On avoit

attribué son invention au célèbre Hypatia; mais Eusèbe Salverte a prouvé, par un passage de Rhemnius Ganius Palæmon (auteur du poème *de Ponderibus et mensuris*), qu'Archimède étoit l'inventeur de l'*aréomètre*. (Annal. de Chimie, t. 27, p. 213.)

On construisoit anciennement l'*aréomètre* de la manière suivante. On prenoit un tube de verre cylindrique auquel on souffloit deux boules, dont l'une, d'un plus grand diamètre que l'autre, étoit plus près du tube. On mettoit un peu de plomb ou de mercure dans la plus petite, afin que l'instrument pût se tenir perpendiculairement dans le liquide. Cette seconde boule communiquoit avec la plus grande par un col court. Les boules doivent être assez grandes pour déplacer plus de liquide que l'instrument ne pèse. L'*aréomètre* ainsi établi étoit plongé dans de l'eau distillée, et l'on marquoit l'endroit où l'instrument s'arrêtoit : alors on le divisoit en partie égale. L'instrument s'enfonce moins dans un liquide plus dense; et le contraire arrive dans un liquide moins dense.

On a cherché depuis à perfectionner cet *aréomètre*, afin d'établir l'échelle plutôt par l'expérience que par le hasard.

Baumé a construit des *aréomètres* dont les résultats correspondoient malgré la différence des volumes. Il chercha, comme dans les thermomètres, un point de départ fondamental. L'une des deux limites donna le point où l'instrument s'arrêtoit dans l'eau distillée; l'autre fut déterminé par l'immersion de l'instrument dans une solution composée d'une partie de muriate de soude sec et de 9 parties d'eau en poids. Les expériences furent faites à une température de 57 degrés Fahrenh., 13,89 centig. En plongeant l'*aréomètre* dans l'eau distillée, il reste à la surface; au lieu que dans l'eau saline il s'enfonce tellement, qu'il n'y a que le bout du tube qui dépasse la solution. On divisa cette différence en 15 degrés, et l'intervalle entre les deux points fut de même divisé en parties égales.

Comme dans les ouvrages français la pesanteur spécifique des liquides s'y trouve énoncée presqu'ordinairement d'après l'échelle de Baumé, nous croyons devoir présenter ici le tableau tiré du Dictionnaire de Nicholson, p. 389.

ARÉOMETRE POUR LES LIQUEURS SPIRITUEUSES.

Degrés.	Pesanteur spécifique.	Différence.
45	0,778	
40	0,798	20
35	0,819	21
30	0,841	22
25	0,863	25
20	0,888	25
15	0,913	28
10	0,941	28
5	0,969	28

POUR LES SELS.

Degrés.	Pesanteur spécifique.	Différence.
0	1,000	
5	1,033	33
10	1,067	34
15	1,005	38
20	1,145	43
25	1,188	46
30	1,234	51
35	1,285	54
40	1,339	59
45	1,398	64
50	1,462	71
55	1,533	78
60	1,611	87
65	1,698	96
70	1,794	108
75	1,902	122
80	2,024	

Bingley a donné (Phil. Magasin, n° 45, p. 36), sur la force des acides, le tableau suivant, qui diffère un peu de celui de Nicholson. Il prit l'acide nitrique comme acide normal ; sa pesanteur spécifique étoit de 1,435.

Pesanteur spécifique de l'acide.	Degrés correspondants avec l'*aréomètre* de Baumé.
1,435	45
1,416	43
1,400	42
1,383	41
1,367	40
1,358	39

charge) qu'il est nécessaire pour que l'*aréomètre* arrive au trait. On déduit la seconde charge de la première, la différence donne le poids du corps dans l'air. On enlève alors l'*aréomètre* du liquide, et on place le corps dans le cône; on replonge l'instrument et on ajoute autant de poids dans le bassin qu'il est nécessaire pour faire arriver l'instrument jusqu'au trait. Ce troisième poids est appelé *troisième charge;* on en déduit le second, et la différence indique la perte que le poids du corps a éprouvée dans l'eau, ou le poids d'un volume d'eau qui a un volume égal avec le corps. Par lui on divise le poids du corps à l'air; le quotient donne la pesanteur spécifique.

Si l'on traite une substance d'une pesanteur spécifique moindre que l'eau, il faut l'attacher d'une manière quelconque dans le cône. Dans ce cas, le corps qui sert pour attacher doit être regardé comme faisant partie de l'*aréomètre;* alors on opère comme il est indiqué ci-dessus.

Certains corps, lorsqu'ils sont dans l'eau, en absorbent un peu. Dans ce cas, on s'en aperçoit lorsque l'*aréomètre* s'enfonce plus qu'il ne l'étoit au commencement, quoique le bassin reste lesté avec le même poids. Alors on laisse absorber au corps autant d'eau dans ses pores qu'il en est susceptible. Lorsque l'*aréomètre* reste invariable, on conclut que le corps a absorbé le *maximum* d'humidité. Alors on le porte au trait, et on cherche comme à l'ordinaire la perte des poids que le corps a éprouvée dans l'eau. On détermine le poids de l'eau absorbée, en pesant le corps le plus rapidement possible à l'air et déduisant son premier poids de celui-ci. On additionne la différence à la perte précédemment trouvée. La somme donne la véritable perte, ou celle qui auroit eu lieu si le corps n'absorboit pas de l'humidité.

Cet instrument possède le double avantage d'être employé comme *aréomètre*, ou comme balance hydrostatique. Plusieurs avis ont été donnés sur cet objet, par *Gehler* et *Fischer*, Dictionn. de Phys.; *Richter*, Sur les Nouv. Objets de la Chim., cahier 11, p. 130; *Schmidt* et *Ciarcy*, Journal de Physique de Gren, t. 7, p. 186; *Morveau*, Annal. de Chimie, t. 21, p. 3.

Comme le calorique dilate tous les corps, la température doit être prise en considération pendant l'expérience. Si la différence n'est que de quelques degrés, elle sera alors seulement très-sensible à l'*aréomètre* quand le liquide est d'une pesanteur spécifique bien au-dessous de l'eau.

Voyez PESANTEUR SPÉCIFIQUE et BALANCE HYDROSTATIQUE.

ARGENT (Mines d'). Mineræ argenti. *Silbererze.*

On trouve l'*argent*

1° *Natif.* L'*argent* natif est rarement pur; il contient presque toujours 0,03 jusqu'à 0,05 de métaux, qui sont le plus souvent ou de l'or ou de l'arsenic.

2° *Argent aurifère.* On l'a rencontré à Konsberg en Norvège et en Sibérie. Celui de Norvège contient, d'après Fordyce, 0,28 d'or. L'*argent* aurifère de Schlangenberg, en Sibérie, renferme, d'après Klaproth, 0,64 d'or et 0,36 d'*argent*.

3° *Argent antimonial.* Il contient, d'après Klaproth, 0,84 à 77 d'*argent*, contre 0,16 à 24 d'antimoine.

4° *Argent muriaté.* On le trouve à Johann-Georgenstadt, en Saxe, et en Amérique. Il y en a quatre espèces, *commun*, *terreux*, *radié* et *conchoïde*.

5° *Argent sulfuré.* Ce fossile se trouve dans les mines d'*argent* de Hongrie et de Saxe; il est composé, d'après Klaproth, de 85 d'*argent* et de 15 de soufre.

6° *Argent rouge aigre.* On le rencontre en Hongrie et en Saxe; il contient, selon Klaproth, 66,5 d'*argent*, 12 de soufre, 10 d'antimoine, 5 de fer, 1 de silice, 0,5 d'arsenic et de cuivre.

7° *Argent noir.*

8° *Argent rouge.* Il y en a de clair et de foncé. Le premier contient, d'après Vauquelin, 56 d'*argent*, 16 d'antimoine, 15 de soufre et 12 d'oxigène; le foncé renferme, d'après Klaproth, *argent* 60, antimoine 20,3, soufre 14,7, oxigène 5. Les uns contiennent de l'arsenic, d'après Proust.

9° *Argent carbonaté.* Il n'a été trouvé qu'à Wenzelsgrube, dans le pays de Furstenberg. D'après Selb, il est composé d'*argent* 72,5, acide carbonique 12, antimoine carbonaté 15,5.

L'exploitation de l'*argent* est réglée d'après la nature des mines. A Konsberg, on sépare l'*argent* de l'*argent* natif de deux manières. On fait fondre la mine avec partie égale de plomb, et on en sépare l'*argent* par l'affinage, qui se fait très-en grand avec des coupelles d'os calcinés. Il y a deux soufflets dirigés à la surface du métal fondu; ils servent à favoriser l'oxidation. La litharge qui se forme coule par une rigole.

Dans les mines de Potosi, on traite l'*argent* natif par le moyen de l'*amalgamation*. *Voyez* cet article.

L'*argent* sulfuré est traité d'après sa richesse. Après avoir bocardé, lavé et grillé la mine, on y ajoute du fer qui se combine avec le soufre et pénètre dans les scories comme un sulfure de fer. On sépare ensuite l'*argent* par la coupellation.

Les mines d'*argent* pauvres exigent souvent beaucoup de plomb. On les traite par le sulfure de fer. Celui-ci se combine par la fusion avec les autres métaux sulfurés qui contiennent de l'*argent*, tandis que la gangue et les métaux oxidés restent dans les scories.

Le produit de cette fusion (appelé *lerch* ou *rohlech*) contient du sulfure de fer, de l'*argent* et quelques autres sulfures métalliques.

On fait griller le *rohlech* à plusieurs reprises pour volatiliser le soufre; on y ajoute aussi du minérai frais. Le rohlech devient par-là plus riche en *argent*, parce qu'il cède son plomb au soufre du minérai ajouté.

L'*argent* muriaté peut être mis, d'après Sage, en ébullition, dans une chaudière de fer, avec de la limaille de fer et de l'eau; on décante le muriate de fer liquide et on fait fondre le résidu bien lavé avec du nitre et du borax. On peut aussi faire fondre l'*argent* muriaté avec l'oxide de plomb, le charbon et la potasse; on procède ensuite à la coupellation.

Quant à la docimasie des mines d'*argent* par la voie sèche, on suit le procédé suivant. Il faut délibérer la mine d'*argent* de sa gangue par la scorification; alors on fait broyer et griller la mine, on la mêle avec partie égale de litharge et 12 parties de plomb; on la met dans un têt à rôtir, de manière que la moitié du plomb se trouve au-

dessous et l'autre moitié au-dessus de l'*argent*. On chauffe le têt sous la moufle jusqu'à ce que la gangue soit scorifiée, et l'on termine par la coupellation.

On peut aussi faire fondre la mine à essayer avec 2 ou 3 parties de *minium* et 4 ou 5 parties de flux noir.

Pour essayer les mines d'*argent* par la voie humide, on se sert de l'acide nitrique. On fait bouillir la mine avec l'acide nitrique jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'action. On décompose par le muriate de soude. Le muriate d'*argent* précipité indique la quantité d'*argent*.

Lorsque l'*argent* natif contient de l'or, ce métal reste, après l'action de l'acide nitrique, sous la forme d'une poudre noire. S'il y a du cuivre dans la dissolution, on peut le séparer par une lame de fer.

L'*argent sulfuré* doit être traité par l'acide nitrique étendu. L'*argent* se dissout, et le soufre reste en grande partie. Comme une quantité de soufre est convertie en acide sulfurique, il faut le précipiter par du nitrate de barite.

L'*argent* antimonial doit être traité par l'acide nitrique; l'*argent* se dissout, et l'antimoine s'oxide.

Vauquelin a analysé l'*argent* rouge de la manière suivante. Il traita la mine pulvérisée avec 5 fois son poids d'acide nitrique étendu d'eau; le résidu fut mis en digestion avec de l'acide muriatique qui n'a laissé que du soufre. Il a décomposé la dissolution muriatique par l'eau, et l'antimoine oxidé s'est précipité. On sépare ensuite l'*argent* de la dissolution nitrique par l'acide muriatique.

ARGENT. Argentum. *Silber.*

L'*argent* est un métal d'un beau blanc, qui n'a ni odeur ni saveur. Aucun des métaux le surpasse en éclat, excepté l'acier poli.

Il n'est pas très-dur, et peut être entamé par le couteau; sa pesanteur spécifique est, après la fusion, de 10,478; quand il est battu, elle est de 10,609.

Par rapport à sa ductilité, il est placé après l'or. On peut le réduire en feuilles minces de $\frac{1}{100000}$ de pouce d'épaisseur. On peut en tirer un fil plus mince qu'un cheveu. Un fil de 400 pieds de long ne pèse qu'un grain.

Sa ténacité est si considérable, qu'un fil d'*argent* de 0,978 pouces de diamètre peut supporter un poids de 187,13 livres sans se rompre.

D'après Bergmann et Mortimer, l'*argent* entre en fusion à une température de 1000 degrés Fahr. L'*argent* fondu est encore plus éclatant que l'*argent* solide. A une plus haute température, il bouillonne et se volatilise. Macquer a fait fondre l'*argent* au moyen du verre ardent de Tschirnhausen; une plaque d'or tenue dessus a été argentée par la vapeur.

Lorsqu'on fait refroidir lentement l'*argent* fondu, on peut obtenir des pyramides à quatre faces.

L'*argent* ne s'oxide pas par l'action de l'air. S'il perd son éclat par un laps de temps, cela dépend d'une combinaison de soufre que contracte le métal. Il conserve son éclat sous l'eau. Lorsqu'on tient l'*argent* fondu quelque temps au contact de l'air, il absorbe l'oxigène. Junker a converti l'*argent*, par une longue calcination dans un fourneau de réverbère, en une substance vitreuse, ce qui a été confirmé par Macquer, Darcet et Lavoisier. Macquer, en exposant l'argent 20 fois au feu d'un fourneau de porcelaine, obtint un verre d'un vert d'olive.

Ehrmann a remarqué que la vapeur de l'*argent* fondu à l'aide du gaz oxigène étoit d'une couleur violette. A une très-forte chaleur, l'*argent* s'enflamme. Van Marum fit passer l'étincelle électrique à travers un fil d'*argent*; il brûla d'une flamme blanche verdâtre, et se dissipa en fumée. L'*argent* oxidé par la chaleur est d'un jaune verdâtre.

On opère plus facilement l'oxidation de l'*argent* par les acides. Lorsqu'on dissout l'*argent* dans l'acide nitrique, et si l'on précipite par l'eau de chaux, on obtient un oxide d'un brun verdâtre. Cet oxide contient, selon Proust, $0{,}9\frac{1}{2}$ à $9\frac{3}{4}$ d'oxigène; selon Rose, 8,62, et selon Bucholtz, $0{,}9\,\frac{1}{11}$ d'oxigène.

On ramène l'oxide d'*argent* à l'état d'oxidule en faisant bouillir la dissolution concentrée de nitrate d'*argent* avec de l'*argent* en poudre; on obtient alors le nitrate d'*argent* au *minimum*.

L'*argent* se combine, selon Pelletier, avec le phos-

phore, si on le fait fondre avec le verre phosphorique et $\frac{1}{8}$ de charbon. Le phosphure d'*argent* est blanc, d'un tissu cristallin. Il casse sous le marteau, et se laisse couper par le couteau. Il contient 1 partie de phosphore contre 4 d'*argent*. Le phosphore se volatilise par la chaleur.

L'*argent* se combine avec le soufre. Si l'on fait chauffer dans un creuset des lames d'*argent* avec le soufre, la masse se fond, et il se forme un sulfure d'*argent*.

Le sulfure est noir ou d'un violet foncé, très-aigre, se laisse couper par le couteau; il cristallise en aiguilles fines, est plus fusible que l'*argent*. A une chaleur douce, le soufre se volatilise; cette séparation est plus prompte par la détonnation. Il est difficile d'en déterminer les proportions; selon Wenzel, il contient 0,15 de soufre.

La couche violette que l'*argent* acquiert par le contact de l'air, est, selon Proust, un sulfure d'*argent*. On peut l'en détacher par des coups de marteau.

Beaucoup de métaux peuvent se combiner avec l'*argent*. *Voyez* la plupart de ces alliages à l'article de chaque métal.

Le bismuth se fond avec l'*argent*; alors l'*argent* devient aigre, et perd de son éclat. Cet alliage est plus dense qu'il ne devroit être d'après le calcul. A une chaleur convenable, le bismuth se vitrifie, et l'argent reste à l'état métallique, ce qui pourroit donner le moyen d'employer le bismuth pour la coupellation de l'*argent*.

Le zinc forme avec l'*argent* un alliage aigre. Par le grillage on peut en séparer le zinc; mais il se volatilise en même temps un peu d'*argent*.

L'alliage de l'étain avec l'*argent* est très-aigre; l'*argent* perd par-là toute sa ductilité. L'*argent* rendu cassant par l'étain peut être ramené à sa ductilité en le faisant fondre avec du sublimé corrosif.

Les alcalis fixes ne dissolvent ni l'*argent* ni son oxide; l'ammoniaque, au contraire, dissout facilement l'oxide d'*argent*. La dissolution donne des cristaux qui sont solubles dans l'alcool. Ces cristaux sont décomposés par les muriates, les phosphates et par les alcalis fixes.

L'*argent* se combine avec les sulfures alcalins par la voie sèche, et devient par-là soluble dans l'eau.

Une partie d'*argent* exige, d'après Bergmann, 8 par-

ties de sulfure alcalin. Le sulfure d'*argent* se précipite en partie spontanément de la dissolution, ainsi que par l'addition d'un acide. Par la voie humide, l'*argent* est noirci par les sulfures alcalins; le même phénomène a lieu par l'hydrogène sulfuré. C'est ainsi que les œufs cuits noircissent l'*argent*. L'eau chargée d'hydrogène sulfuré forme un précipité noir dans le nitrate d'*argent*; elle noircit les feuilles et les précipités blancs d'*argent*. *Voyez* l'article SELS pour l'action des acides sur l'*argent*.

Les usages de l'*argent* sont très-multipliés; on en fait des instruments, des monnoies, et on emploie l'*argent* en feuilles pour argenter le bois, les métaux, etc.

ARGENT FULMINANT. Argentum fulminans. *Knallsilber*.

Pour préparer l'*argent fulminant*, on précipite une dissolution de nitrate d'*argent* par l'eau de chaux; on étend le précipité brunâtre sur du papier Joseph pour lui enlever l'humidité; on verse dessus de l'ammoniaque caustique très-concentrée. Il s'opère un bruit analogue à celui qu'on remarque lorsqu'on éteint la chaux vive par l'eau. L'ammoniaque ne dissout qu'une partie du précipité. Si on laisse le mélange 10 à 12 heures à l'air, il se forme à la surface une pellicule d'*argent*, et l'ammoniaque se volatilise. Il faut y verser une nouvelle quantité d'ammoniaque pour dissoudre l'*argent* métallique, parce que son mélange affoibliroit l'énergie fulminante. On décante la liqueur surnageante, et on divise le dépôt noir sur de petits morceaux de papier.

Ce précipité, encore humide, fulmine déjà avec violence lorsqu'on le frappe avec un corps dur; étant desséché, il détonne par une foible trituration.

Lorsqu'on chauffe la liqueur décantée dans une cornue de verre, il se dégage du gaz azote; il se forme des cristaux d'un brillant métallique, qui détonnent avec violence en les touchant, quoiqu'ils soient couverts par le liquide. Wiegleb qui, après la découverte de l'*argent fulminant* par Berthollet, s'occupa du même objet, n'obtint pas ce composé, mais bien des cristaux qui étoient tellement détonnants par le simple contact, qu'il a failli en perdre la vue. Fourcroy a vu briser un flacon contenant un peu

l'*argent fulminant* en le frottant avec les doigts pour le nettoyer.

Les propriétés fulminantes de ce composé sont affoiblies, si l'*argent* contient du cuivre, ou si l'oxide d'*argent* précipité absorbe de l'acide carbonique, ou bien si le muriate de chaux n'est pas complètement enlevé par le lavage.

Puisque les effets de l'*argent fulminant* sont terribles, il faut opérer avec la plus grande précaution, et en préparer de petites quantités. Il faut le laisser dans la capsule, et en employer seulement 1 grain pour la détonnation.

Berthollet pense que l'*argent fulminant* est une combinaison peu intime d'oxigène, d'*argent*, d'hydrogène, d'azote dont l'affinité double est à peine en équilibre; de sorte que le plus léger changement de température, ou un autre arrangement dans les molécules, est suffisant pour rompre l'équilibre, et pour favoriser l'union de l'oxigène avec l'hydrogène. L'azote de l'ammoniaque se dégage; l'*argent* se réduit, et il se forme de l'eau.

D'après cette explication, la détonnation est produite par l'azote et par la vapeur dans laquelle l'eau est convertie au premier moment de sa formation. Voyez *Berthollet*, à qui l'on doit la découverte de ce composé, Annales de chimie, t. 1, p. 52.

Brugnatelli a donné le procédé suivant pour l'oxalate d'*argent fulminant*. On verse sur 100 grains de pierre infernale en poudre une once d'alcool, et ensuite autant d'acide nitreux concentré. Le mélange s'échauffe jusqu'au point de l'ébullition; il se forme de l'éther gazeux. Le liquide devient laiteux et se remplit de petits flacons blancs. Lorsque toute la poudre grise de la pierre infernale a pris cette forme, et que le liquide a acquis quelque consistance, on y verse de l'eau distillée pour faire cesser l'ébullition; on obtient un peu plus de la moitié de la pierre infernale employée. La détonnation de cette substance est plus violente que celle du mercure fulminant de Howard.

Il détonne fortement lorsqu'on le touche avec un tube de verre qui a été plongé dans l'acide sulfurique. Un grain projeté sur un charbon ardent, occasionne un bruit

très-considérable. La même chose arrive lorsqu'on en met dans du papier au contact de la pile de Volta. Le papier est déchiré.

On emploie probablement ce composé de Brugnatelli pour faire les cartes fulminantes.

ARGENT MUSIF. Argentum musivum. *Musivsilber.*

L'*argent musif* est un composé de parties égales d'étain et de bismuth, auquel on mêle autant de mercure qu'il est nécessaire pour pouvoir porphyriser le mélange. Contre trois parties d'étain et autant de bismuth, il faut employer 1 ½ partie de mercure que l'on chauffe jusqu'à ce qu'il fume; on le mêle alors aux deux autres métaux avant le refroidissement.

On s'en sert pour la peinture et pour l'écriture, mêlé avec du blanc d'œuf, du vernis, ou avec une solution de gomme arabique. Il faut polir les traits avec une dent.

ARGENTURE. Desargentatio. *Versilberung.*

On entend par *argenter* des métaux, les couvrir d'une couche d'argent. Les métaux qu'on a l'habitude d'argenter sont le laiton, le cuivre et le fer.

On distingue l'*argenture à chaud* et *à froid*.

Pour l'*argenture* chaude, on emploie un amalgame de mercure et d'argent; on procède quant au laiton et au cuivre comme pour la dorure. Le fer ne peut cependant pas être argenté par ce moyen; quand le mercure est volatilisé, l'argent reste comme un oxide gris. Il faut donc couvrir le fer d'une couche de cuivre ou d'étain.

Pour l'*argenture* froide on arrose le cuivre ou le laiton avec une dissolution étendue de nitrate de mercure. Ainsi préparé, on plonge le cuivre dans du nitrate d'argent, parce que l'argent s'y attache; on fait rougir le métal et on lui donne le poli. Si l'on veut argenter le fer, il faut lui donner auparavant une couche de cuivre.

On emploie aussi une poussière d'argent, provenant du nitrate d'argent par le cuivre; on la mêle avec 8 parties de tartre, 2 parties d'alun; on frotte avec cette poudre le cuivre décapé par le moyen d'un bouchon.

Ou bien on mêle 4 parties de poussière d'argent avec

parties égales de sel marin, de muriate d'ammoniaque, de fiel de verre et d'une partie de sublimé corrosif. On humecte ce mélange avec de l'eau, et par le moyen d'un pinceau on le porte sur du cuivre qu'on a fait bouillir préalablement dans une dissolution de tartre. On fait rougir le cuivre, et on le trempe dans l'eau chargée de tartre.

On applique aussi les feuilles d'argent sur le cuivre après l'avoir décapé par l'acide nitrique foible, et frotté avec la pierre ponce. On chauffe le métal et on le trempe un moment dans l'acide nitrique foible, ce qui occasionne des aspérités sur la surface. On le chauffe de nouveau, et lorsqu'il devient bleu, on y porte les feuilles d'argent et on lui donne le poli.

La meilleure manière d'argenter le cuivre est de le plaquer. Pour cela on applique sur une lame de cuivre de 4 pouces d'épaisseur une plaque d'argent de $\frac{1}{8}$ de pouce d'épaisseur. On chauffe préalablement les deux faces qui doivent se toucher, et on met entre elles un peu de borax ou de soude calcinée. Après avoir suffisamment chauffé, on roule la lame en plaques minces.

Le fer et l'acier sont plaqués de différentes manières : les Anglais leur donnent d'abord une couche d'étain ; on emploie ensuite des feuilles d'argent, ou bien on se sert des soudures d'étain et de cuivre, ou d'étain, de plomb et de bismuth.

Pour argenter le verre, la porcelaine, le bois, etc., on suit les mêmes règles qui sont données à l'art. DORURE.

ARGILE, PIERRE ALUMINEUSE. Argilla aluminaris Tolfensis, *Wern. Alaunstein.*

La couleur de ce fossile est d'un gris plus ou moins foncé ; il est compacte, d'un éclat mat, passant au brillant foible. Sa cassure est inégale et esquilleuse, les bords les plus minces sont peu translucides ; mais sa transparence augmente lorsqu'il séjourne dans l'eau. Il est dur, pesant, ne happe pas à la langue. Si on l'expose à une température convenable, dans un appareil fermé, l'acide sulfurique que cette substance contient se décompose, suivant Gay-Lussac, en acide sulfureux et en gaz oxigène. Cent parties de pierre de Tolfa sont composées, selon

	Vauquelin,	Klaproth,
Alumine.	43,92	19
Silice	24	56,50
Acide sulfurique. .	25	16,50
Potasse.	3,08	4,0
Eau.	4	3
	100	99

Voyez Journal de Chimie, t. 6, p. 54.

ARGILE. Argilla. *Thon.*

L'*argile* est une combinaison d'alumine et de silice dans diverses proportions. Presque toutes les espèces contiennent un peu de sable siliceux qu'on peut enlever par le lavage ; lorsque la silice domine, l'*argile* a toujours les caractères extérieurs de l'alumine. Souvent aussi l'argile contient un peu de carbonate de chaux, de magnésie, d'oxide de fer, etc.

On en distingue trois espèces : *argile à potier*, *argile endurcie* et *argile schisteuse.*

L'*argile* à potier est très-molle ; elle est plus ou moins grise et devient rouge par le feu : elle offre beaucoup de variétés par rapport à son aspect et à sa finesse, d'où dérivent ses emplois multipliés depuis la porcelaine jusqu'aux tuiles.

La propriété qu'elle a de former la poterie repose sur ce qu'elle se délaie facilement dans l'eau, et qu'elle fait pâte avec elle ; elle est grasse au toucher.

Lorsqu'on fait sécher et chauffer la pâte, elle devient plus dure jusqu'à faire feu au briquet. A une haute température elle perd la propriété de faire pâte avec l'eau.

Un phénomène très-remarquable est la putréfaction de l'*argile.*

On trouve ordinairement l'*argile* dans les terrains humides.

L'*argile* de Dreux est composée, d'après Vauquelin, de

Silice	43,5
Alumine	33,2
Chaux	3,5
Fer.	1,0
Eau	18,0
	99,2

Celle de *Forges-les-Eaux*, de

Silice	63
Alumine	16
Chaux	1
Fer.	8
Eau	10
	98

L'*argile* de porcelaine, à Aue près de Schneeberg, contient, d'après Rose,

Silice	75
Alumine	25
Oxide de fer.	00,33
	100,33

La terre à pipe est une variété de l'*argile* à potier.

L'*argile* endurcie est grise, rouge ou brune, rarement verte; elle a plus ou moins de solidité. Sa cassure est terreuse, fine; elle ne se délaie pas dans l'eau, mais y tombe en poudre. Elle fait la base du porphyre schisteux.

L'*argile* schisteuse est plus ou moins grise. Quelquefois elle est jaune, rougeâtre et de plusieurs nuances.

Elle est en masse et très-rarement en pseudo-cristaux de cubes parfaits qui doivent leur formation au spath calcaire. Elle est mate et schisteuse dans sa cassure. Les fragments sont orbiculaires, opaques, plus faciles à casser, d'une pesanteur spécifique de 2,6 à 2,68.

L'*argile* schisteuse contient souvent des impressions organiques végétales; par cette raison on la nomme *schiste herbacé*.

Le *brandschister*, ou schiste bitumineux, a tiré son nom de ce qu'il brûle avec flamme, en raison du bitume dont il est pénétré.

ARRAGONITE. Arragonites. *Arragonit.*

On a appelé ainsi un carbonate calcaire trouvé à Arragon. On l'a rencontré depuis aux Pyrénées et dans le pays de Salzbourg.

L'*arragonite* est grise, et d'un blanc verdâtre au milieu, souvent violet, ou d'un brun rougeâtre. Ses cristaux sont des prismes hexaèdres réguliers, dont les deux faces la-

térales sont plus larges. Les cristaux sont striés longitudinalement; sa cassure est lamelleuse et a l'éclat du verre. Le clivage des lames est double; l'un est parallèle à l'axe, l'autre fait avec le premier un angle de 160,5°. Il consiste en petites parties écailleuses qui présentent un aspect granulé. Cette substance est friable, plus dure que le spath calcaire, qui en est rayé. Sa pesanteur spécifique est de 2,778 à 2,9468. Klaproth regarde l'*arragonite* comme une chaux carbonatée, ce qui a été constaté par Vauquelin, Thenard et Bucholz. Ce dernier a trouvé, dans 100 parties, acide carbonique 41 à 42, chaux 54 à 55, eau 3 à 4 (1).

Ce fossile est remarquable par l'anomalie démontrée jusqu'à présent contre la théorie de Haüy, parce que sa forme primitive ne se laisse pas ramener sur celle du spath calcaire, malgré les parties constituantes semblables de ces deux fossiles.

ARSÉNIATES. L'acide arsenique s'unit aux bases salifiables, et forme des sels neutres; la chaux et la barite ont plus d'affinité avec lui que n'en ont les alcalis.

Le caractère générique des *arséniates* est de se décomposer lorsqu'on les chauffe avec du charbon en poudre; il se sublime alors de l'arsenic.

Les acides sulfuriques, nitrique et muriatique décomposent les *arséniates*.

Acide arsénique et Alcalis.

ARSÉNIATE D'AMMONIAQUE. Si l'on sature l'acide arsenique par l'ammoniaque, ou si l'on décompose le nitrate d'ammoniaque par l'oxide blanc d'arsenic, on obtient de l'*arséniate d'ammoniaque* sous la forme de prismes dont les faces latérales sont des rhomboïdes. Il verdit le sirop violat, et perd sa transparence et une partie de sa base à une légère chaleur. A une température plus élevée, l'ammoniaque se décompose; il se forme de l'eau, il se dégage de l'azote, et l'arsenic se sublime. Cette expérience de

(1) Suivant MM. Biot et Thénard, l'*arragonite* et la chaux carbonatée sont composées des mêmes principes, dans les proportions suivantes: chaux 0,5634, acide carbonique 0,4328, eau conclue 0,0038. — Total, 1,0000. (*Note des Traducteurs.*)

chéele prépara la découverte des parties constituantes de
ımmoniaque.

La barite, la strontiane, la chaux, la potasse et la
ıude décomposent ce sel en s'emparant de l'acide, et
ammoniaque se volatilise.

La magnésie décompose aussi ce sel, et forme, avec
ne partie de l'ammoniaque, un sel triple.

Ce sel peut s'unir à une plus grande quantité d'acide,
t passe alors à l'état d'*arséniate d'ammoniaque* avec excès
l'acide. Il cristallise en aiguilles qui sont très-déliques-
entes au contact de l'air.

Arséniate de potasse. La potasse saturée par l'acide
ırsenique forme un sel non cristallisable. Lorsqu'il est sec,
l s'humecte à l'air, et finit par se liquéfier. Il verdit le
sirop violat, et ne change pas la teinture de tournesol.
Chauffé dans un creuset, il se fond en partie en un verre
blanc, et une autre partie est à l'état d'*arséniate de potasse* avec excès d'acide. Si on le distille avec $\frac{1}{8}$ de charbon en poudre, il se dégage du gaz acide carbonique et il se sublime de l'arsenic métallique. Le résidu est du carbonate de potasse et du charbon.

L'*arséniate de potasse* est décomposé par l'acide sulfurique, par les nitrates, muriate et acétate de barite, par les muriates, nitrates et acétates de chaux et de magnésie.

Lorsqu'on ajoute à ce sel de l'acide arsenique jusqu'à ce qu'il rougisse la teinture de tournesol, on obtient, par évaporation, des prismes tétraèdres à pointes carrées pyramidales, dont les bords correspondent à ceux du prisme.

Il est soluble dans l'eau, et rougit les couleurs bleues. C'est l'*arséniate de potasse* avec excès d'acide. Il n'est pas décomposé comme le précédent par les sels à base de magnésie et de chaux. On peut, à l'aide de la potasse, le ramener à l'état neutre.

Les deux sels sont décomposés par la barite, la strontiane, la chaux et la magnésie.

C'est Macquer qui le premier fit connoître ce sel. Il l'obtint en distillant partie égale d'oxide blanc d'arsenic avec du nitrate de potasse, dissolvant le résidu dans l'eau

chaude, et faisant évaporer la liqueur filtrée. (Mémoires de l'Académie, année 1746, p. 326.) Il l'appela *sel arsenical*. Schéele découvrit ensuite les parties constituantes de ce sel, en le composant de toutes pièces. *Voyez* le procédé ci-dessus.

Arséniate de soude. En saturant l'acide arsenique par la soude, on obtient un sel qui cristallise, d'après Pelletier, en prismes hexaèdres dont les bases sont perpendiculaires à l'axe (Romé-de-l'Ile, Crist., t. 1, p. 457.) D'après Schéele, les cristaux ressemblent parfaitement à ceux de l'*arséniate* acide de potasse. (Voyez *idem*, p. 100.)

Ce sel ressemble, quant aux propriétés chimiques, à l'*arséniate* de potasse. Il diffère seulement en ce que si l'on ajoute un excès d'acide, il ne cristallise pas, et qu'il est déliquescent lorsqu'il est évaporé jusqu'à siccité.

Acide arsénique et Terres.

Arséniate d'alumine. La propriété qu'a l'acide arsenique d'attaquer les vases de terre à l'aide du calorique, devoit conduire à former une combinaison de cet acide avec l'alumine. En effet, il suffit, pour obtenir ce sel, de faire dissoudre de l'alumine nouvellement précipitée dans l'acide arsenique. On le forme également en versant de l'*arséniate* de potasse dans une solution de sulfate, nitrate, muriate ou acétate d'alumine.

L'*arséniate d'alumine* ne cristallise point : il est insoluble dans l'eau. Les acides sulfurique, nitrique et muriatique, ainsi que toutes les bases alcalines et terreuses, le décomposent.

Arséniate de barite. On prépare ce sel en faisant dissoudre de la barite dans l'acide arsenique. Quand la saturation est presqu'achevée, le sel se précipite. On peut aussi l'obtenir en versant de l'*arséniate* de potasse dans une solution de nitrate ou de muriate de barite. Ce sel est insoluble dans l'eau, mais un excès d'acide le dissout. Il éprouve une sorte de fusion à une très-haute température,

mais il ne se décompose pas. Il est décomposé par l'acide sulfurique qui s'empare de la barite (1).

Arséniate de chaux. Si l'on décompose le carbonate de chaux par l'acide arsenique, ou si l'on verse de l'acide arsenique dans l'eau de chaux, on forme l'*arséniate de chaux*. Ce sel est insoluble dans l'eau ; mais un excès d'acide peut le dissoudre : c'est ainsi que l'on obtient l'*arséniate de chaux* avec excès d'acide, qui se présente sous forme de petits cristaux par l'évaporation. Dans cet état, il est très-soluble dans l'eau. L'*arséniate de chaux* est décomposé par l'acide sulfurique et oxalique. Il se comporte au feu comme l'*arséniate* de barite.

La nature nous offre cette combinaison dans la *pharmacolithe*.

On peut encore former ce sel par la décomposition des nitrate, acétate et muriate de chaux, avec un *arséniate* alcalin.

Arséniate de magnésie. L'acide arsenique dissout la magnésie. Ce sel ne cristallise pas ; la dissolution se prend en gelée par l'évaporation. On peut aussi préparer ce sel par le mélange d'un *arséniate* alcalin fixe avec les nitrate, acétate ou muriate de magnésie.

Arséniate d'yttria. En faisant dissoudre l'yttria dans une solution bouillante d'acide arsenique, l'*arséniate d'yttria* se précipite en poudre blanche. D'après Klaproth, l'yttria est précipitée de ses dissolutions dans les acides par l'*arséniate* de potasse.

Les combinaisons de l'acide arsenique avec les autres terres n'ont pas encore été entièrement examinées.

Acide arsenique et Métaux.

Arséniate d'antimoine. Si l'on fait digérer de l'acide arsenique avec de l'antimoine, l'*arséniate d'antimoine* s'en sépare en poudre blanche. Il se dissout dans l'acide muriatique, et en est précipité par l'eau. Les *arséniates* alcalins précipitent les dissolutions antimoniale, muriatique, tartarique ou acétique.

---

(1) Nous savons que M. Laugier s'occupe en ce moment d'un travail sur les *arséniates*, et que ses expériences lui ont prouvé que dans l'*arséniate de barite*, l'acide se trouve dans les mêmes proportions que l'acide sulfurique dans le sulfate de barite. (*Note des Traducteurs.*)

Si l'on distille dans une cornue 7 parties de sulfure d'antimoine et 3 parties d'acide arsenique, le mélange se fond, s'enflamme ensuite ; il se sublime de l'arsenic mêlé d'une matière rouge, et il se dégage du gaz acide sulfureux. Cette combinaison est appelée *lapis pyrmieson*.

Acide arsenique et Arsenic.

L'acide arsenique dissout l'oxide blanc d'arsenic ; on obtient des grains cristallins peu solubles dans l'eau.

Arséniate de plomb. Si l'on décompose du muriate, nitrate ou acétate de plomb par l'acide arsenique, il se précipite une poudre blanche, qui est l'*arséniate de plomb*. On peut encore former ce sel en distillant un mélange de plomb et d'acide arsenique. Quand on suit ce dernier procédé, il reste un verre laiteux, dont on sépare par le lavage, l'*arséniate de plomb*, en poudre blanche.

L'*arséniate de plomb* se fond au feu. Si l'on projette du charbon dans la masse fondue, l'arsenic se volatilise, et le blomb se réduit. Le charbon enlève l'oxigène non seulement à l'acide arsenique, mais aussi à l'oxide de plomb. Ce sel est entièrement insoluble dans l'eau.

On a trouvé cette combinaison dans la nature. Cent parties de cet *arséniate* natif, contiennent, suivant Chenevix, acide arsenique 33, oxide de plomb 63, eau 4.

Arséniate de fer. Schéele a observé que quand on fait digérer du fer avec l'acide arsenique, que le métal est attaqué. Si l'on fait l'expérience dans des vaisseaux ouverts, la solution prend sur la fin la consistance d'une gelée, ce qui n'a pas lieu dans des vaisseaux clos. Quand on fait distiller 4 parties d'acide arsenique avec 1 partie de limaille de fer, jusqu'à siccité, le mélange s'enflamme, il se forme de l'*arséniate de fer*, et il se sublime en même temps de l'arsenic et de l'oxide blanc. Cette combinaison a donné lieu à une dissolution de fer et à un *arséniate* alcalin ou terreux ; on a au commencement une couleur blanche, qui passe à l'air au jaune et au rouge.

Ces phénomènes prouvent que l'acide arsenique s'unit au fer oxidé et au fer oxidulé. Ces deux combinaisons ont

été trouvées natives à Cornouaille ; elles ont été décrites par Bournon, et analysées par Chenevix.

Arséniate de fer oxidulé. On forme cette combinaison en versant de l'*arséniate* d'ammoniaque dans une solution de sulfite de fer. L'*arséniate de fer* se précipite sous la forme d'une poudre, qui est insoluble dans l'eau. Cent parties contiennent, d'après Chenevix, acide arsenique 38, oxide de fer 43, eau 19.

L'*arséniate de fer oxidulé* natif, se trouve en cubes, dont les angles, dans quelques cas, sont tronqués. Les cristaux sont ordinairement d'un vert foncé ; leur pesanteur spécifique est de 3. Quand on les chauffe, le fer s'empare de l'oxigène de l'acide, et passe à l'état d'oxide rouge, et il se sublime de l'oxide blanc d'arsenic. Cet *arséniate* contient un peu de cuivre. Cent parties ont donné, non compris les impuretés, acide arsenique 36, oxide de fer 52, eau 12.

Arséniate de fer oxidé. Cette combinaison peut s'obtenir en précipitant le sulfate de fer au *maximum* par l'*arséniate* d'ammoniaque, ou bien en faisant bouillir de l'*arséniate de fer* avec de l'acide nitrique. L'*arséniate de fer* oxidulé passe quelquefois à l'état d'*arséniate* par l'absorption de l'oxigène de l'air. La couleur de ce sel est d'un brun rougeâtre.

L'*arséniate de fer oxidé* artificiel est composé, d'après Chenevix, d'acide arsenique 42,4, oxide de fer 37,2, eau 20,4. (Phil. Transact., février 1801).

Arséniate de cobalt. Lorsqu'on fait digérer du cobalt avec de l'acide arsenique liquide, l'acide prend une couleur rouge, mais le métal n'est pas entièrement dissous. Le cobalt n'est pas précipité de ses dissolutions par l'acide arsenique. Si l'on mêle, au contraire, du nitrate de cobalt avec de l'*arséniate* de potasse ou de soude, il y a décomposition réciproque ; l'*arséniate* de cobalt se précipite, et le nitrate de potasse reste en solution. Ce sel est d'un rose rouge. On en trouve quelquefois de natif dans les mines de cobalt, en partie sous forme de poudre rouge, à la

surface de la mine, et en partie cristallisé en prismes tétraèdres ou en lames.

Arséniate de cuivre. Il existe plusieurs procédés pour se procurer cet *arséniate*. 1° En faisant digérer de l'acide arsenique avec du cuivre, le liquide prend une couleur verte, et l'*arséniate de cuivre* se précipite sous la forme d'une poudre de couleur bleuâtre. 2° En fondant 1 partie de cuivre avec 2 parties d'acide arsenique, on obtient une masse bleue, soluble dans l'eau, et l'*arséniate de cuivre* se précipite. 3° On se procure encore ce sel en versant de l'acide arsenique dans l'acétate de cuivre. 4° Enfin, en précipitant le nitrate de cuivre par de l'*arséniate* de potasse.

On a trouvé, il y a peu de temps, une quantité considérable d'*arséniate de cuivre* dans la mine de *Huel Gorland*, dans la Parochie-Gwennap, à Cornouaille. Le comte de Bournon a décrit ses caractères extérieurs, et Chenevix en a donné l'analyse.

On trouva cinq variétés qui se distinguent par les proportions d'eau, d'acide et d'oxide. On en a rencontré quatre dans la nature; la cinquième est jusqu'ici artificielle; elles sont toutes insolubles dans l'eau, excepté l'artificielle. Cette variété soluble paroît être de l'*arséniate de cuivre* avec excès d'oxide. La couleur de ces mines varie du bleu foncé au vert; il y en a aussi de brune, jaune et noire. Les différentes nuances semblent dépendre de l'eau contenue dans les minérais. Les espèces bleues et vertes contiennent, la première une plus grande quantité d'eau, et l'autre moins.

Première variété. Arséniate de cuivre octaédrique à angles obtus. Cette variété cristallise en octaèdres à angles obtus, consistant en deux pyramides tétraèdres attachées à leurs bases, dont les faces sont des triangles rectangles et dont deux des opposés sont plus inclinés que les deux autres. Ils se rencontrent à la pointe sous un angle de 130 degrés, et à la base, sous un angle de 50 degrés. Les pyramides se terminent souvent en pointes. La couleur de ces cristaux est ordinairement d'un bleu céleste foncé, quelquefois d'un beau vert de pré. Leur pesanteur spécifique est de

,881. Chenevix y a trouvé les rapports suivants : acide rsenique 14,3, oxide brun de cuivre 50, eau 53,7.

Deuxième variété. Arséniate de cuivre hexaèdre. On rouve cette variété ordinairement en lames hexaèdres rès-minces ; elle se laisse diviser comme le mica en écailles ninces ; elle est d'une couleur émeraude foncée. Sa pesanteur spécifique est de 2,548 ; cent parties contiennent acide ırsenique 43, oxide de cuivre 39, eau 18.

Troisième variété. Arséniate de cuivre dont les angles sont aigus. Cette variété consiste en deux pyramides tétraèdres attachées à leurs bases. Deux faces qui sont inclinées plus fortement se rencontrent à la pointe sous un angle de 84 degrés, et à la base sous un angle de 96 degrés ; les deux autres forment à la pointe un angle de 68 degrés, et à la base un angle de 112 degrés. Au lieu de la pointe aux pyramides, on le trouve souvent biselle aux faces latérales. Ce cristal passe souvent au prisme à faces rhomboïdales qui a des pointes dièdres, et dans plusieurs cas les angles sont de 96 degrés. La couleur ordinaire de cette variété est brune, ou vert bouteille foncé. Sa pesanteur spécifique est de 4,280. Cent parties contiennent acide arsenique 29, oxide de cuivre 50, eau 21.

Quelquefois cette variété ne contient pas d'eau.

A cette variété paroît appartenir le *cuivre* arsenical ou *olivenerz*, analysé par Klaproth. Il diffère seulement en proportion avec Chenevix. D'après Klaproth, cette substance est composée d'acide arsenique 45, oxide de cuivre 50,62, eau 3,50. Karsten a décrit les caractères de ce fossile dans le troisième volume de la Société des Scrutateurs de Berlin.

Quatrième variété. Arséniate de cuivre triédrique. La forme primitive de cette variété est un prisme trièdre, dont les bases sont des triangles réguliers. On le trouve différemment cristallisé. Le comte de Bournon a décrit cette variété. Ordinairement la couleur de ces cristaux est d'un vert bleuâtre. Sa pesanteur spécifique est semblable à la variété précédente. Lorsque les cristaux sont opaques, il est parfaitement noir.

D'après M. Chenevix, cet *arséniate* contient acide arsénique 30, oxide de cuivre 54, eau 16.

Cinquième variété. Arséniate de cuivre avec excès d'acide. Cette variété est un produit de l'art. Chenevix l'obtint en versant de l'*arséniate* d'ammoniaque dans du nitrate de cuivre ; il se forma un précipité. Il fit évaporer la solution qui avoit une couleur bleue, et y versa de l'alcool ; il se forma peu à peu un nouveau précipité, dont les cristaux avoient la forme rhomboïde. Ces cristaux sont composés, d'après Chenevix, d'acide arsenique 40,1, oxide de cuivre 35,5, eau 24,4.

Le tableau suivant présente les analyses que Chenevix a faites de ces variétés, en partant de 100 d'acide.

	Acide.	Oxide.	Eau.
1ere Variété.	1,00	3,70	2,50
2e *Idem.*	1,00	2,76	1,00
3e *Idem.*	1,00	1,72	0,70
4e *Idem.*	1,00	1,80	0,53
5e *Idem.*	2,00	0,88	0,60

Voyez Phil. Transact., 1801.

Arséniate de manganèse. L'oxide blanc de manganèse se dissout facilement dans l'acide arsenique. Quand la solution s'approche du point de saturation, elle devient épaisse comme une gelée ; il s'en sépare de petits cristaux qui sont de l'*arséniate de manganèse.* On obtient aussi ce sel en versant un *arséniate* alcalin dans un sel à base de manganèse. Les cristaux de l'*arséniate de manganèse* ne se fondent pas ; s'ils sont mêlés de charbon, il se sublime de l'arsenic.

Arséniate de nickel. Quand on fait digérer du nickel avec de l'acide arsenique, le métal s'oxide en partie, et l'*arséniate de nickel* se sépare sous la forme d'une poudre verdâtre qui est à peine soluble dans l'eau. On obtient encore ce sel en versant un *arséniate* alcalin dans une dissolution de nickel. L'acide arsenique ne précipite pas le nickel de ses dissolutions.

Arséniate de mercure. En versant un *arséniate* alcalin

ou terreux, ou bien en décomposant un sulfate ou un nitrate de mercure par l'acide arsenique, on obtient un *arséniate de mercure* sous la forme d'une poudre jaune insoluble dont les propriétés ne sont pas encore bien connues. On peut encore obtenir ce sel par la distillation du mercure avec l'acide arsenique.

Arséniate d'argent. L'acide arsenique liquide n'attaque pas l'argent; mais si l'argent est à l'état d'oxide et qu'on expose le mélange à une haute température, la masse se fond en un verre transparent; il se sublime en même temps un peu d'arsenic. Si l'on verse de l'eau sur la masse vitreuse, elle dissout de l'acide arsenique qui tient de l'argent en dissolution, et qui lui communique une couleur rouge. Il reste une poudre brune qui est l'*arséniate d'argent*. On peut former le même composé en versant dans du nitrate d'argent de l'acide arsenique, ou bien un *arséniate* alcalin.

Lorsqu'on expose l'*arséniate d'argent* à une température capable de fondre l'argent, il passe à l'état métallique. L'acide muriatique décompose l'*arséniate d'argent* et lui enlève sa base.

Quoique les acides muriatique et arsenique n'aient séparément aucune action sur l'argent, on peut, suivant Schéele, oxider l'argent et le convertir en muriate en le faisant digérer dans un mélange de ces deux acides. Pendant cette opération, l'acide arsenique perd une partie de son oxigène et passe à l'état d'arsenic.

Arséniate d'urane. Par la décomposition réciproque du nitrate d'urane et d'un *arséniate* alcalin, on obtient une poudre jaune qui est l'*arséniate d'urane*.

Arséniate de bismuth. Si l'on fait digérer du bismuth avec de l'acide arsenique, le métal s'oxide et se couvre d'une poudre blanche qui est l'*arséniate de bismuth*. Une partie de cet *arséniate* est en solution dans la liqueur, et si l'on y ajoute de l'eau, il se précipite de l'oxide de bismuth. On peut encore obtenir ce sel en versant de l'acide arsenique dans du nitrate de bismuth. L'*arséniate de bis-*

muth se fond très-difficilement. Lorsqu'on le chauffe avec du charbon, il se sublime de l'arsenic et l'oxide de bismuth se réduit.

Arséniate de zinc. On obtient ce sel en versant un *arséniate* alcalin dans un sulfate ou nitrate de zinc; il se précipite une poudre blanche insoluble qui est l'*arséniate de zinc*. Le même sel se forme quand on ajoute de l'acide arseniqué à l'acétate de zinc. Si l'on verse de l'acide arsenique sur du zinc, il y a effervescence, il se dégage du gaz hydrogène arseniqué, et il se précipite de l'arsenic métallique en poudre noire, d'où il suit que le zinc enlève à l'eau et à l'acide une partie d'oxigène. Si l'on soumet à la distillation un mélange d'une partie de limaille de zinc et de 2 parties d'acide arsenique sec pulvérisé, il y a une détonnation violente dès que la cornue commence à rougir. Elle est occasionnée par la prompte absorption de l'oxigène de l'acide arsenique par le zinc.

Arséniate d'étain. Si l'on fait digérer de l'étain avec l'acide arsenique, il s'oxide lentement. La solution forme à la fin une masse gélatineuse. L'acide arsenique précipite l'étain de l'acétate. Quand on ajoute un *arséniate* alcalin à du muriate d'étain, il se précipite un *arséniate d'étain* en poudre, insoluble, que l'on n'a pas encore bien examiné.

Selon Bergmann, l'affinité des bases salifiables pour l'acide arsenique est chaux, barite, magnésie, potasse, soude, ammoniaque, alumine, métaux oxidulés, métaux oxidés.

ARSENIC. Arsenicum regulinum. *Arsenik.*

L'*arsenic* métallique n'est connu que depuis peu de temps. Les anciens ont donné le nom d'*arsenic* à la combinaison de ce métal avec le soufre, dont on faisoit usage en médecine et en peinture. Aristote l'appelle *sandarac*. L'*arsenic* fut ensuite nommé oxide blanc d'*arsenic*.

On trouve dans la Pharmacopée de Schrœder, imprimée en 1694, un procédé pour obtenir l'*arsenic* métallique

(Bergmann, Opuscul., t. 2, p. 278); mais les recherches de Brandt contribuèrent plus particulièrement à faire regarder l'*arsenic* comme une substance métallique (Act. Litt. et Scien. Succ. ad Ann. 1733, vol. 3, Upsal 1738, p. 39). C'est ensuite aux expériences de Macquer, de Monnet, de Bergmann et de Schéele, que nous devons une connoissance plus exacte des propriétés de ce métal.

L'*arsenic* est d'un blanc bleuâtre analogue à l'acier ; il a beaucoup d'éclat. Exposé au contact de l'air il perd l'un et l'autre ; il devient mat et noirâtre. Il n'a point d'odeur à la température ordinaire de l'atmosphère ; mais lorsqu'on le chauffe, il répand une odeur d'ail très-forte, qui caractérise ce métal.

Il n'est pas très-dur, il se laisse entamer par le couteau ; sa pesanteur spécifique est de 8,31 : sa fragilité est très-grande ; un foible coup de marteau le brise, aussi se laisse-t-il facilement pulvériser.

Ce métal se volatilise dans les vaisseaux clos à une température de 540 degrés. S'il est sublimé lentement, il cristallise en tétraèdres, qui d'après Haüy sont la forme fondamentale de ses parties intégrantes.

Il s'enflamme à une forte chaleur et brûle avec une flamme d'un bleu foncé. On ne connoît pas encore le degré de température pour le mettre en fusion.

L'*arsenic* perd en peu de temps à l'air son éclat métallique ; il devient noir et se réduit en poudre.

L'eau n'a pas d'action sur ce métal.

Il se combine avec l'oxigène, et constitue deux composés : l'un, l'oxide d'*arsenic* ou acide arsenieux, et l'autre l'acide arsenique.

Voyez ces articles.

L'*arsenic* s'unit à l'hydrogène gâzeux. Schéele l'a remarqué le premier. *Voyez* les Mémoires allemands de Schéele, t. 2, p. 136. *Voyez* aussi GAZ HIDROGÈNE ARSENIQUÉ.

Le soufre se combine avec l'*arsenic*, il en résulte des composés qu'on connoît d'après leur couleur, sous les noms *sulfure rouge* ou *jaune d'arsenic*.

Ces deux sulfures existent dans la nature. (*Voyez* l'art. MINES D'ARSENIC.)

On prépare ces sulfures artificiellement en chauffant un mélange d'*arsenic* et du soufre dans un creuset jusqu'à ce que la matière ait une couleur rouge et un aspect vitreux ; ou bien en exposant de l'oxide blanc d'*arsenic* ou de l'acide arsenique avec du soufre à l'action de la chaleur. Dans ce cas, une partie de soufre absorbe l'oxigène de l'oxide, et il se dégage du gaz acide sulfureux.

On obtient aussi du sulfure jaune d'*arsenic*, en dissolvant l'oxide blanc d'*arsenic* dans l'acide muriatique, et en versant dans la liqueur de l'eau chargée d'hydrogène sulfuré ; il se précipite une poudre jaune. On obtient encore ce sulfure en sublimant un mélange d'*arsenic* et de soufre à une chaleur incapable de le fondre.

On le prépare en grand dans les manufactures où l'on sublime l'oxide blanc d'*arsenic*. A cet effet, on mêle une partie de soufre avec deux d'oxide, et l'on procède à la sublimation.

La combinaison du phosphore avec l'*arsenic* s'opère en distillant à un feu doux deux parties égales de ces substances. Ce phosphure est noir et brillant, et doit être conservé sous l'eau. Ce composé peut aussi s'obtenir en chauffant de l'*arsenic* et du phosphore dans une quantité suffisante d'eau.

L'*arsenic* s'unit à presque tous les métaux, et les rend en général plus fragiles et plus fusibles.

L'alliage d'*arsenic* et d'antimoine est très-dur, fragile et très-fusible. Il est composé d'après Bergmann de 7 parties d'antimoine et d'une d'*arsenic*.

L'*arsenic* et le plomb forment un alliage d'une couleur foncée et d'un tissu lamelleux. Suivant Bergmann l'*arsenic* s'y trouve pour un sixième.

La nature offre fréquemment la combinaison du fer avec l'*arsenic*. Les minéralogistes l'appellent *mispickel*. L'art le produit également en fondant ensemble l'*arsenic* et le fer ; le fer peut prendre environ moitié d'*arsenic* : cet alliage est blanc, aigre et cristallisable.

D'après Bergmann, l'or se combine avec un soixantième d'*arsenic*. L'alliage est aigre, d'un jaune pâle, infiniment plus dur que l'or.

Hatchett, qui depuis a fait des recherches sur la combi-

naison de l'or avec d'autres métaux, a trouvé qu'en projetant 453 parties d'*arsenic* dans 5307 parties d'or fondu, il ne se volatilisa que six parties ; ainsi cet alliage seroit formé d'environ 1 partie d'*arsenic* contre 900 parties d'or. Il a la couleur de l'or, est plus fragile, et se plie cependant avant de casser.

Si l'on expose de l'or rougi aux vapeurs de l'*arsenic*, il y a combinaison ; d'où il résulte un alliage qui est fluide au moment où il est formé. Il a une couleur grise, est très-aigre, et contient à peu près 240 parties d'or contre une d'*arsenic*. Le métal adhère avec force à l'or, et ne s'en sépare que très-difficilement par la chaleur.

La nature nous présente très-fréquemment la combinaison du cobalt avec l'*arsenic ;* il n'existe que très-peu de mines de cobalt qui n'en contiennent pas. On peut très-bien unir ces deux métaux par l'art, mais cet alliage n'a pas été examiné.

Pour former un alliage du cuivre avec l'*arsenic*, on fait fondre les deux métaux dans un creuset, et on couvre la matière d'une couche de muriate de soude, afin d'éviter l'oxidation de l'*arsenic* par le contact de l'air. Cet alliage est blanc, fragile ; on l'appelle *cuivre blanc* ou *tombac blanc*. On y ajoute ordinairement un peu d'étain ou de bismuth, pour l'usage dont il sert dans les arts.

L'*arsenic* et le nickel s'unissent facilement ; on rencontre même rarement le nickel sans être allié à une plus ou moins grande quantité d'*arsenic*. Cet alliage a une couleur rougeâtre, est très-dur ; sa pesanteur spécifique est moindre que le calcul ne l'indique ; il n'est pas attirable à l'aimant. Il est reconnu que l'*arsenic* fait perdre aux métaux, avec lesquels il est allié, la propriété magnétique.

Arsenic et Platine. Scheffer est le premier qui ait formé cette combinaison ; il en résulte un alliage fragile, très-fusible ; exposé à une haute température, l'*arsenic* se volatilise.

On fond le platine avec l'oxide blanc d'*arsenic* pour le travailler plus facilement, et pour le séparer des substances étrangères qui se volatilisent avec l'*arsenic*.

Arsenic et Mercure. On opère l'union de ces deux métaux en les soumettant à l'action du feu et en les agitant. Cet amalgame a une couleur grise, et contient 1 partie d'*arsenic* contre 5 de *mercure*.

Arsenic et Argent. Si l'on projette de l'*arsenic* dans de l'*argent* fondu, ce dernier métal peut en prendre $\frac{1}{14}$. L'alliage est fragile et d'une couleur jaune.

Arsenic et Bismuth. On peut, à l'aide de la fusion, combiner 1 partie d'*arsenic* à 15 de *bismuth*; mais on ne connoît pas bien cet alliage.

Arsenic et Zinc. On forme cette combinaison en distillant un mélange de *zinc* et d'oxide blanc d'*arsenic*. Cet alliage, suivant Bergmann, contient 4 parties de *zinc* contre 1 d'*arsenic*.

Arsenic et Étain. Ces deux métaux donnent un alliage fragile, plus blanc, plus dur et plus sonore que l'*étain*, où il faut que la quantité d'*arsenic* soit très-peu considérable.

Un alliage de 15 parties d'*étain* et d'une d'*arsenic* cristallise en lames larges, comme le bismuth; il est plus fragile que le zinc, et moins fusible que l'*étain*. Lorsqu'on le chauffe long-temps au contact de l'air, l'*arsenic* s'en sépare en partie.

Les alcalis caustiques ne dissolvent pas l'*arsenic*. Les terres n'ont aussi aucune action sur ce métal. Les acides agissent sur le métal et sur son oxide. La plupart forment l'oxide ou l'acide arsenique, qui se combinent avec l'acide employé. Les cristaux qui se séparent de la liqueur sont l'oxide blanc d'*arsenic*. Cela a lieu quand on traite l'*arsenic* avec les acides sulfurique, nitrique et muriatique.

Les acides acétique, tartarique, oxalique, etc., dissolvent l'*arsenic*, ainsi que son oxide. Ces combinaisons sont très-peu connues.

L'acide sulfurique concentré oxide l'*arsenic*, mais ne se combine pas avec lui. A l'aide de la chaleur, l'acide

sulfurique dissout l'*arsenic*, et forme avec lui un sel que l'on n'a pas encore bien examiné. L'acide muriatique à froid n'a pas d'action sur l'*arsenic*; mais la dissolution a lieu à l'aide du calorique.

Lorsqu'on projette de l'*arsenic* en poudre dans du gaz acide muriatique oxigéné, le métal brûle avec une flamme blanche.

Si l'on soumet au choc du marteau un mélange d'*arsenic* et de muriate suroxigéné de potasse, il y a détonnation. Proust observe que ce mélange s'enflamme avec une grande rapidité; l'inflammation est si prompte, qu'on doit prendre la plus grande précaution.

Le nitrate de potasse détonne avec l'*arsenic* a une chaleur rouge. Il se forme de l'acide arsenique qui reste combiné avec un excès de la base alcaline. Une partie d'*arsenic* passe cependant à l'état d'oxide.

Les huiles grasses dissolvent l'*arsenic*; mais à l'aide de l'ébullition, il se développe une odeur très-fétide; ils forment avec lui une masse noire emplastique.

Arsenic (Oxide d'), Acide arsenieux. Arsenicum. *Weisser Arsenik.*

Cette substance que l'on a appelée pendant long-temps *arsenic*, se trouve dans la nature; on l'obtient aussi en chauffant l'*arsenic* avec le contact de l'air; mais c'est plus ordinairement des pyrites arsenicales qu'on le retire à Reichenstein et à Rudelstadt en Silésie, ou bien en grillant des mines de cobalt; après les avoir bocardées à sec, et les avoir tamisées et lavées, on les met dans un fourneau de reverbère. La cheminée de ces fourneaux n'est pas montée verticalement, mais elle est conduite horizontalement à une grande distance. Elle est murée à 100 pieds, et suivie par une longue addition en bois de 150 à 200 pieds, qu'on appelle *giftfang* (galerie de poison). Ces cheminées sont recourbées à 50 pieds de distance, pour que l'oxide s'y attache mieux; elles sont appuyées par des supports de pierre ou de bois; elles sont pourvues de portes. Dans ce long canal, l'oxide d'*arsenic* volatilisé se condense pendant le grillage des mines de cobalt; cette opération dure six à huit heures. Lorsque le fourneau est refroidi,

on ouvre les portes pour enlever l'oxide sublimé. On suit le même procédé avec les pyrites arsenicales.

L'oxide d'*arsenic* obtenu par la première sublimation a une couleur grise, est impur ; on le sublime une seconde fois. A Moritzzeche, près Aberdam en Bohême, on suit un autre procédé.

Un fourneau oblong, carré, construit en muraille, est pourvu de deux cheminées placées à l'un et l'autre bout du fourneau. Ces cheminées vont joindre une voûte commune qui donne issue à la fumée. Sur chaque foyer du fourneau, on place cinq vaisseaux sublimatoires de fonte, de la forme d'un matras pourvu d'un chapiteau conique. On lute les fentes du chapiteau avec la terre argileuse. Quand les matras sont rouges, on y porte l'oxide d'*arsenic*. A cet effet, tout chapiteau est pourvu d'un trou qui peut être fermé après y avoir mis l'*arsenic* : on y emploie 15 livres de matières à la fois qui exigent deux heures à peu près pour la sublimation. A la fin de l'opération, on ajoute par la même ouverture 15 autres livres, ce qu'on répète jusqu'à ce que chaque vaisseau contienne 150 livres. Avant d'enlever l'oxide du chapiteau, on laisse convenablement refroidir.

On prétend que par ce travail l'*arsenic* n'a pas une influence désavantageuse sur la santé des ouvriers. Ils prennent seulement la précaution de mettre un mouchoir sur leur bouche, lorsqu'ils introduisent l'*arsenic* et lorsqu'ils l'enlèvent du chapiteau après la sublimation.

Comme cet oxide peut contenir de l'acide arsenique et du soufre, on lui fait subir une nouvelle purification en le sublimant avec de la potasse.

L'oxide d'*arsenic* ainsi obtenu est blanc, compacte, fragile, d'un aspect vitreux, transparent au commencement comme du verre, mais perdant bientôt cette transparence par le contact de l'air. Si on le chauffe une seconde fois dans des vaisseaux clos, on peut lui rendre la transparence, et il la perd de nouveau au contact de l'air.

Projeté sur des charbons ardents, cet oxide se volatilise et répand des vapeurs blanches épaisses, d'une odeur fétide alliacée. Dans des vaisseaux clos, il se volatilise à

une température de 383 degrés Fahr., sans subir aucun changement.

Sa saveur est d'abord âcre, acerbe et métallique; il reste un arrière-goût douceâtre : son odeur est alliacée. La pesanteur spécifique de l'oxide vitreux est, d'après Bergmann, de 5,000, et celle de l'oxide pulvérulent de 3,766. A la température de 60 deg. Fahr., 5,56 centig., 80 parties d'eau dissolvent 1 partie d'oxide. Cette même quantité d'eau bouillante en dissout 15 parties. D'après Hahnemann, 96 parties d'eau à 96 degrés Fahr., 35,56 centig., dissolvent 1 partie d'oxide. On a remarqué qu'il restoit une plus grande quantité d'oxide en solution, lorsqu'elle a été faite à une température élevée, que l'eau ne pourroit en prendre à une température ordinaire.

La solution aqueuse d'oxide d'*arsenic* est claire et sans couleur; lorsqu'on la fait évaporer lentement, l'oxide cristallise en tétraèdres. La liqueur a une saveur acerbe et rougit les couleurs bleues végétales.

L'alcool dissout aussi cet oxide; 80 parties en dissolvent une au degré de l'ébullition. La solution est sans couleur, acerbe, et rougit les couleurs bleues. Les rapports des parties dans cet oxide sont, d'après Proust,

Arsenic	75,2
Oxigène.	24,8
	100,0

(Journal de Phys., t. 53, p. 94.)

Les proportions annoncées par Proust, ont été constatées par Rose.

Lorsqu'on chauffe cet oxide avec du charbon, il perd son oxigène et passe à l'état métallique; l'hydrogène opère le même effet.

Le phosphore et le soufre chauffés avec l'oxide d'*arsenic* lui enlèvent l'oxigène et le rapprochent de l'état métallique; il se forme un phosphure ou un sulfure d'*arsenic*. L'hydrogène s'unit à l'oxide blanc dissous dans l'eau, la liqueur prend une couleur d'un jaune doré sans former de précipité. Bergmann recommande cet oxide comme réactif pour les eaux sulfureuses.

D'après cela, le sulfure hydrogéné d'*arsenic* est soluble dans l'eau, surtout quand il y a un excés d'hydrogéne sulfuré. Quant à l'extérieur, le sulfure hydrogéné ressemble parfaitement au sulfure d'*arsenic*.

L'oxide blanc se combine avec les alcalis et les terres, et forme des composés, qu'on appeloit *foie d'arsenic*, par une sorte d'analogie entre l'*arsenic* et le soufre. Fourcroy regarde l'oxide blanc comme un acide, en raison de ce qu'il rougit quelques couleurs bleues végétales, que sa saveur est acerbe, et qu'il se combine avec les bases salifiables; il l'a appelé *acide arsenieux* pour le distinguer de l'acide arsenique

On obtient les sels arsenieux, en projetant l'oxide blanc dans des dissolutions chargées de bases salifiables. Les combinaisons de l'oxide blanc avec les alcalis, donnent une liqueur jaune, gluante, épaisse, non cristallisable, d'une odeur forte, nauséabonde.

Lorsque l'*arsenite* de soude est avec excés d'alcali, on obtient de beaux cristaux. Ces sels sont décomposés par la chaleur qui volatilise l'oxide. Presque tous les acides précipitent l'oxide de ces combinaisons sous la forme de poudre blanche.

Les composés terreux avec l'oxide d'*arsenic* sont toujours sous forme de poudres insolubles: aussi obtient-on un précipité blanc d'une solution d'oxide d'*arsenic* avec l'eau de chaux, de barite ou de strontiane. L'eau de chaux sert surtout à reconnoître la présence de cet oxide, car elle forme un précipité blanc dans une liqueur qui ne contient qu'une très-petite quantité de cet oxide. Ces combinaisons salines ont cependant besoin d'être examinées avec plus de soin.

On peut combiner aussi l'oxide d'*arsenic* avec les terres par la vitrification. A la vérité, une partie d'oxide se volatilise dans cette opération; mais une autre se combine avec la substance vitrifiée.

L'acide sulfurique bouillant dissout une petite quantité d'oxide d'*arsenic* qui s'en précipite par le refroidissement.

L'acide nitrique n'en dissout pas, mais à l'aide de la chaleur il se décompose et l'on obtient de l'acide arsenique. L'acide muriatique dissout l'oxide d'*arsenic* à l'aide

e la chaleur. Ce composé se laisse distiller et précipiter ar l'eau. Avec l'acide muriatique oxigéné on a de l'acide rsenique.

L'acide benzoïque forme avec l'oxide un sel qui est, 'après Trommsdorff, en petits cristaux en forme de barbe e plume, soluble dans l'eau, et qui cristallise par le reroidissement. Avec l'acide oxalique, il donne de petits risismes très-fusibles, très-volatiles et décomposables par a chaleur. Avec l'acide phosphorique et boracique, il e vitrifie au feu.

Parmi les sels, il n'y a que les nitrates et les muriates uroxigénés qui aient une action marquée sur lui. Lorsqu'on hauffe les nitrates avec l'oxide, les premiers se décomposent, une partie de l'oxigène de l'acide nitrique se porte sur l'oxide d'*arsenic*, le constitue acide arsenique, qui s'unit à la base du nitrate; l'acide nitrique, privé d'une partie d'oxigène, se dégage en acide nitreux.

Les mêmes phénomènes ont lieu si l'on fait détonner les nitrates avec l'oxide d'*arsenic*. C'est ainsi que l'on préparoit autrefois l'*arsenic fixé*, qui n'est qu'un arséniate de potasse avec excès d'acide.

Le muriate suroxigéné de potasse cède aussi une partie de son oxigène à l'oxide d'*arsenic*, qui, passant à l'état d'acide arsenique, décompose, à l'aide de la chaleur, le restant du muriate de potasse.

Les carbonates sont décomposés à chaud par l'oxide d'*arsenic*; l'acide carbonique se dégage et l'oxide s'empare de la base du sel. Les borates sont difficilement décomposés par l'oxide d'*arsenic*.

Si l'on fait chauffer ensemble du muriate de soude et de l'oxide d'*arsenic*, une partie de l'acide muriatique est dégagée. Le nitrate d'ammoniaque est décomposé par l'oxide, et il se forme de l'arséniate d'ammoniaque.

Lorsqu'on distille de l'oxide blanc d'*arsenic* avec de l'acétate de potasse, on obtient un produit volatile fumant, d'une fétidité insupportable, qui s'enflamme spontanément à l'air, brûle d'une flamme rouge en exhalant beaucoup de vapeurs. Cette expérience a été faite la première fois par Cadet, et répétée par les académiciens de Dijon. (*Voyez* Mém. des Sav. étrang., t. 3, p. 633; Elé-

mens de Chim., par Guyton, Maret et Durande, traduits en allemand, t. 3, p. 30.) Thenard s'est occupé également de cet objet; il s'aperçut que, par la distillation, une partie d'oxide se réduisoit et qu'une autre se rapprochoit de l'état métallique; que l'acétate de potasse, ainsi que presque la totalité de l'acide acétique, étoit décomposé, et que de ces décompositions diverses il résultoit de l'eau, du gaz hydrogène carboné et arseniqué, de l'acide carbonique, une huile particulière, de l'oxide d'*arsenic*, de l'*arsenic* et de la potasse. La potasse forme le résidu blanc que l'on trouve après la distillation. Dans cette expérience, l'*arsenic* se sublime dans le col de la cornue, les différents gaz se volatilisent, l'eau, l'huile, l'acide acétique et l'oxide d'*arsenic* se condensent dans le récipient. Ce sont ces trois dernières substances qui forment, réunies en certaines proportions, le liquide pesant qui, étant peu soluble dans l'eau, se sépare d'un autre liquide aqueux, surtout par un excès d'acide acétique.

Le liquide pesant exhale des vapeurs épaisses d'une odeur extraordinairement fétide et pénétrante, que les habits conservent plusieurs jours. Cette odeur existe encore au bout de plusieurs mois. L'action de ces vapeurs fut tellement forte sur l'économie animale, qu'il a été impossible à Thenard de continuer ses expériences plus d'une heure par jour. L'air est fortement décomposé par ce liquide. A l'approche d'un corps allumé, il ne prend pas feu quand il est pur et clair; mais il s'enflamme spontanément par les petits points noirs qui y nagent; c'est de l'*arsenic* très-divisé.

Les sulfures alcalins et terreux précipitent la solution de l'oxide d'*arsenic*; celui d'ammoniaque est un des meilleurs réactifs pour le découvrir. Il en résulte un précipité jaune, qui est la combinaison du soufre avec l'oxide d'*arsenic*. Il faut ajouter quelques gouttes d'acide au mélange pour favoriser sa précipitation.

L'oxide blanc d'*arsenic* est fréquemment combiné avec les substances métalliques; mais, comme dans beaucoup de cas il est converti en *arsenic* métallique, il s'unit aux métaux. *Voyez* article Arsenic.

Junker et Wallerius obtinrent, par la fusion du plomb et de l'oxide d'*arsenic*, un verre d'hyacinthe; il est possible que l'*arsenic* s'y trouve à l'état d'oxide.

L'oxide blanc d'*arsenic* se combine avec le cuivre, et forme une poudre verte employée en peinture, qu'on a appelée, d'après l'auteur, *vert de Schéele*, *vert de Suède*. On le prépare en faisant dissoudre 4 onces de sulfate de cuivre avec 1 ½ livre d'eau bouillante dans une chaudière de cuivre; on ajoute à la dissolution filtrée une autre liqueur composée de 2 livres d'eau, de 4 onces de potasse et d'une once 3 gros d'oxide blanc d'*arsenic*; on agite bien, on lave, et on fait sécher ensuite le précipité vert.

La combinaison du cuivre avec l'ammoniaque occasionne, dans un liquide contenant de l'oxide d'*arsenic*, un précipité jaune verdâtre, qui est de la même nature que le vert de Schéele.

Lorsqu'on met de l'oxide blanc dans une dissolution alcaline de manganèse, il la décolore en lui enlevant son oxigène.

Des huiles grasses et volatiles se combinent au degré bouillant avec cet oxide, et répandent une odeur extrêmement désagréable.

D'après les recherches des académiciens de Dijon, il paroît que les substances organiques trempées dans une solution d'oxide sont préservées de la putréfaction. De la chair de bœuf qui avoit séjourné pendant un mois dans la solution d'un sel arsenical, n'a montré aucune trace de putréfaction, tandis que de la chair qui a séjourné deux jours dans de l'eau pure, répandoit une odeur fétide. De nos jours on a voulu étendre la puissance antiputride de l'oxide blanc sur les cadavres; leur incorruptibilité avoit fait conclure l'empoisonnement par l'*arsenic*.

L'oxide blanc d'*arsenic* appartient aux poisons les plus violents. Les substances que l'on doit employer dans ces cas d'empoisonnement par l'*arsenic*, sont les solutions aqueuses de sulfures alcalins. Le soufre se combine avec l'oxide d'arsenic, et forme un sulfure oxidé. Si les propriétés vénéneuses ne sont pas entièrement détruites, au moins sont-elles très-adoucies.

L'oxide blanc d'*arsenic* est employé dans beaucoup de

circonstances. On l'ajoute au verre pour le rendre plus fusible et plus blanc ; il sert dans la préparation de plusieurs alliages, dans l'art de la teinture, de l'imprimerie, etc.

ASBESTE. Talcum asbestus *Wern. Asbest.*

Ce fossile étoit connu des anciens ; ils en préparoient une étoffe remarquable par son incombustibilité. Comme leurs connoissances en minéralogie étoient très-bornées, ils ne pouvoient qu'établir des ressemblances inexactes. Ils croyoient que c'étoit un véritable lin fossile durci par les rayons solaires.

L'*asbeste* est compacte ; son tissu est fibreux, et se laisse diviser en fils infiniment petits, qui sont pour la plupart flexibles et toujours un peu élastiques. Ils ne sont pas assez durs pour rayer le verre ; ils donnent une poudre qui est douce au toucher. L'*asbeste* est quelquefois sans éclat, d'autres fois éclatant d'un brillant de soie. Dans certains cas il s'approche de l'état métallique ; il est opaque, et quelquefois diaphane. Sa pesanteur spécifique est depuis 0,6806 jusqu'à 2,995. Trempé dans l'eau, il en absorbe une plus ou moins grande quantité, suivant l'éclat de son tissu ; il se gonfle et se ramollit un peu.

Quoique l'*asbeste* en masse soit difficile à fondre, on y parvient cependant, en traitant au chalumeau quelques fibres séparées. Quand les fils sont assez fins, la flamme d'une bougie suffit pour les fondre en un verre verdâtre.

On n'a pas encore trouvé l'*asbeste* en cristaux prononcés. Les fils de l'*asbeste* commun sont cependant assez considérables pour les considérer, suivant M. Haüy, comme des prismes à faces rhomboïdales.

On le rencontre de diverses couleurs, blanc de soie, gris, rarement vert, brun ou noir.

On distingue plusieurs espèces d'*asbeste*. Ses différences tiennent au tissu.

Asbeste commun. Il est brillant ou peu éclatant, et transparent sur les bords. Parmi toutes les espèces d'*asbestes*, il a la plus grande pesanteur spécifique : elle est de 2,547 à 2,995. L'*asbeste commun* consiste en fils roides,

courts et un peu élastiques. Il est plus fusible que les autres espèces ; sa couleur est vert poireau, vert olive, ou vert de montagne, quelquefois verdâtre et d'un gris jaunâtre. Il laisse une trace grise ; sa poussière est grise aussi. Il est composé, d'après Bergmann, de silice 63,9, carbonate de magnésie 16, carbonate de chaux 12,8, oxide de fer 6, alumine 1,1 ; et d'après Wiegleb, de silice 46,66, magnésie 48,45, fer 4,79.

Asbeste flexible. Il est en faisceaux de fils longs, séparés, très-flexibles, foiblement réunis. Il a presque toujours un aspect soyeux, quelquefois même brillant comme la soie blanche. Sa pesanteur spécifique est de 0,9088 à 2,3134; et après avoir absorbé l'eau, de 1,5662 à 2,3803.

Il contient, d'après Chenevix, silice 59, magnésie 25, chaux 9, alumine 3, fer 1 à 3. Et suivant Bergmann, de sicile 64, magnésie 18,60, alumine 3,30, chaux 6,690, barite 6, oxide de fer 1,20.

Asbeste élastique. Ses fibres ne sont pas les unes à côté des autres, mais entrelacées ; c'est pourquoi Haüy l'appelle *asbeste entrelacé*. Sa pesanteur spécifique est de 0,68 à 0,99; et après avoir absorbé l'eau de 1,2492 à 1,3492, il est plus mou que les autres espèces. On le trouve quelquefois en fragments épais, spongieux ; on l'appelle alors *chair fossile*. Quelquefois il a la texture du liége ; dans ce cas, on le nomme *bergkork*, liége de montagne. D'autres fois il est membraneux et dur, ce qui lui a fait donner le nom de *cuir fossile* ; et quand il est membraneux, mince et flexible, on l'appelle *papier fossile*. Cette espèce est ordinairement sans éclat et sans transparence; Bergmann l'a trouvée composée de silice 56,2, carbonate de magnésie 26,1, carbonate de chaux 12,7, fer 3, alumine 2.

Asbeste ligniforme. Les filaments de ce fossile sont fortement agglutinés les uns contre les autres, et lorsqu'on brise ses masses, on obtient des fragments qui ressemblent assez bien à des éclats de bois.

La couleur dominante de cette variété est un brun couleur de bois, qui passe au jaune.

On trouve fréquemment l'*asbeste* dans les montagnes primitives ; il paroît cependant que ce fossile est un de ceux formés les derniers ; on le trouve rarement dans les montagnes secondaires. La Savoie, la Corse, les Pyrénées, la Saxe, la France, la Silésie, la Suède, etc., sont les pays qui le fournissent.

Les anciens fabriquoient avec l'*asbeste* une espèce de toile incombustible dont ils se servoient pour envelopper les cadavres, afin de conserver la cendre après les avoir brûlés. On en a fait aussi du papier ; les mèches incombustibles paroissent être aussi faites d'*asbeste*. Kircher dit s'être servi d'une mèche semblable pendant deux ans, sans avoir éprouvé aucune altération. Rozier annonce le contraire : il prétend que ces mèches ne sont pas indestructibles ; les filaments se réunissent et forment champignon. Une mèche d'*asbeste* préparée avec tout le soin possible, ne peut servir qu'environ 20 heures.

Dolomieu rapporte qu'en Corse on mêle l'*asbeste* avec l'argile, et que les vases qui résultent de ce mélange sont moins fragiles que les autres, et résistent davantage au feu. En Chine, on fait des fourneaux avec ce fossile.

ASPHALTE. Bitumen Asphaltum *Wern. Asphalt.*

C'est une espèce de bitume. Il forme des masses compactes, fragiles, de manière à se laisser facilement pulvériser entre les doigts. Sa cassure est écailleuse et éclatante ; elle est aussi mate et inégale. Sa couleur est noire et noir-brunâtre.

Ce fossile est ordinairement opaque ; on le trouve quelquefois transparent sur les bords ; il laisse passer dans ce cas les rayons lumineux rouges. Il a peu ou point d'odeur, à moins qu'on ne le frotte ou qu'on ne le chauffe. Alors il répand l'odeur particulière des bitumes, et donne l'électricité résineuse. Sa pesanteur spécifique est plus grande que celle de l'eau ; elle est de 1,104 à 1,205. Il est très-inflammable, brûle avec flamme, et exhale une fumée épaisse d'une odeur âcre et pénétrante ; il reste 0,15 de matières terreuses.

Cette substance se combine par la fusion, au soufre, au phosphore, aux résines et aux huiles volatiles. Elle est insoluble dans l'alcool. Elle donne à la distillation une huile semblable au pétrole et une trace d'ammoniaque.

L'*asphalte* traité par l'acide sulfurique, on obtient un résidu qui, lavé dans l'eau, et digéré ensuite dans l'alcool, donne, après la distillation de l'alcool, une substance sèche. Si l'on met ce résidu infuser dans l'eau, les réactifs, suivant Hatchett, y démontrent la présence du tannin. Il reste 0,40 de charbon. Si l'on fait digérer peu de temps de l'*asphalte* avec l'acide nitrique, il se forme du tannin, qui, séparé, laisse un résidu de 0,37. Ce résidu a une couleur d'un brun pâle, semblable au tabac d'Espagne. Dans l'intérieur la couleur est plus foncée; sa cassure est résineuse. La matière exposée à la chaleur, ne se fond pas aisément; elle exhale, lorsqu'elle est enflammée, une odeur mélangée de résine et d'huile grasse. Il reste un charbon très-léger qui surpasse en volume la substance primitive. (*Voyez* le Mémoire de Hatchett sur le tannin artificiel, Londres, 1806.)

Klaproth a fait l'analyse de l'*asphalte d'Avlona*, en Albanie; il obtint de 100 grains,

Gaz hydrogène carboné	36 pouces cubes.
Huile bitumineuse	32 grains.
Eau foiblement ammoniacale	6
Charbon	30
Silice	7,5
Alumine	4,5
Chaux	0,75
Oxide de fer	1,25
Oxide de manganèse	0,5

On trouve l'*asphalte* en quantité considérable à la surface de la *mer Morte*. Il se forme dans les sources de cette mer, et s'accumule à sa surface, où il se durcit; les vents le poussent sur le rivage, où les habitants le récoltent. On le trouve aussi à Morsfeld, à Iberg, à Neuschâtel, etc. Pallas a décrit une source d'*asphalte* au territoire de *Tschuwafe*. En Tartarie, l'*asphalte* y nage sur l'eau d'une source. On prépare en France l'*asphalte* pour graisser les roues des voitures et pour goudronner les vaisseaux.

Il entre, dit-on, dans le vernis noir des Chinois, et l'on en couvre les feux d'artifice destinés à être brûlés sur l'eau.

ASPIRATION. Respiratio. *Athmen.*

L'*aspiration* est une des plus importantes fonctions de l'animal; c'est par elle qu'il conserve l'existence. Elle consiste en deux opérations, l'*inspiration* et l'*expiration*. Par l'une l'air est introduit dans les poumons ou dans les organes qui les remplacent; par l'autre, l'air inspiré sort après avoir subi dans le corps des altérations chimiques.

Il appartient à la physiologie de donner une description des organes en activité dans la respiration, et de remarquer les différences qui ont eu lieu dans les diverses classes d'animaux. Nous ne parlerons que des phénomènes des fonctions, qui se réduisent à des principes chimiques.

Jusqu'à Mayow, qui vivoit au mileu du 17ᵉ siècle, on n'avoit encore aucune idée exacte de la respiration et des changements qui en résultent. Il est le premier, comme le dit Bedoès, qui ait commencé ce qu'ont éclairci les expériences des modernes. Il remarqua que le sang absorboit une partie de l'air aspiré (qu'il désigna par le nom de principe vivifiant), que c'étoit de lui que dépendoient la chaleur animale, la couleur rouge du sang artériel, etc. Les contemporains de Mayow ne paroissent pas avoir adopté ses idées; car les hypothèses qu'ils créèrent sur la respiration, ne prouvent pas qu'ils les aient accueillies. Hales, parmi les anciens, est le seul qui puisse être distingué.

L'analyse de l'air, et la découverte du gaz oxigène par Priestley et Schéele, ont ouvert la carrière à Lavoisier, qui examina cet objet d'une manière plus étendue. Sa théorie fut adoptée, rectifiée, et augmentée après lui.

La respiration se fait, chez la plupart des animaux, par le moyen des poumons. Cet organe consiste dans une membrane cellulaire extraordinairement mince, dont l'épaisseur, d'après Hales, est à peine de $\frac{1}{1000}$ de pouce. De cette membrane se forme une quantité considérable de cellules qui sont remplies d'air.

Il s'agit d'examiner, 1° de quelle nature doit être l'air propre à la respiration ; 2° quelles altérations éprouvent l'air et le sang.

L'air propre à la respiration doit contenir de l'oxigène ; il n'est cependant pas indifférent de connoître avec quelle substance il est combiné. Plusieurs gaz contiennent de l'oxigène, mais ils sont délétères, ou nuisibles à l'économie animale ; ce dernier inconvénient a même lieu avec le gaz oxigène pur. L'air atmosphérique possède seul la propriété d'être propre à la respiration des animaux.

La quantité d'air que les hommes aspirent par les poumons est, d'après la constitution des individus, plus ou moins considérable. Goodwyn trouva qu'après la mort naturelle à l'état d'*aspiration* parfaite, les poumons d'un adulte contiennent en général 109 pouces cubes d'air. Si l'on suppose, avec Menzies, la quantité d'air aspiré pour chaque *aspiration* à 40 pouces cubes d'air, les poumons contiendront, après l'*aspiration*, 149 p. cubes d'air. En conséquence, la dilatation de cet organe après l'*aspiration*, à sa dilatation après l'expiration, seroit comme 109 est à 149. D'après Menzies, l'air restant dans les poumons, après l'*aspiration*, n'est pas de 109, mais de 179 pouces cubes. Le volume des poumons, après l'inspiration, seroit à celui qui existe après la respiration comme 219 est à 179.

Le nombre d'*aspirations* est différent chez les individus, dans un temps déterminé. Hales a remarqué qu'en général il respiroit 20 fois dans une minute. Un individu sur lequel Menzies fit des recherches, ne respiroit que 14 fois dans une minute. Davy rapporte qu'il respira 26 à 27 fois dans une minute. Du nombre d'*aspirations* dépend également la quantité d'air pris par les poumons dans un temps déterminé.

Les changements que subit l'air par la respiration sont les suivants : la quantité d'air aspiré n'est jamais égale à la quantité respirée. D'après les expériences de Menzies, avec lesquelles s'accordent celles de Lavoisier et de Davy, il résulte que l'air inspiré diminue de $\frac{1}{20}$ dans les poumons. Selon Pfaff, la diminution totale du volume d'air, par une seule *aspiration*, diminue de $\frac{1}{86}$ de volume, par

une seconde *aspiration* de $\frac{1}{18}$, et par une troisième de $\frac{1}{12}$. En général, cela dépend du temps que l'on met à chaque *aspiration*.

Cette diminution se fait aux dépens de deux parties constituantes de l'air, le gaz oxigène et le gaz azote. D'après les recherches de Lavoisier et de Séguin, un homme use par l'*aspiration*, terme moyen, en 24 heures, 32,48437 onces d'oxigène. Suivant Davy, il disparoît à chaque *aspiration* 1,4 pouce cube d'air.

Si l'on aspire dans une minute 26 fois, toute la quantité de l'air disparu seroit de 38 onces en 24 heures, ou 4,68 onces de gaz azote et 33,54 de gaz oxigène.

En examinant l'air qui sort des poumons, on trouve qu'il contient beaucoup de gaz acide carbonique, que l'on sépare par les moyens connus. D'après Lavoisier, un homme exhale de ses poumons, dans 24 heures, 18 onces de gaz acide carbonique ; et suivant Davy, dans le même temps, 37 onces. Cette différence est tellement marquée, même en considérant les divers individus, que cet objet doit être examiné de nouveau.

Outre le gaz acide carbonique, l'air exhalé contient aussi des vapeurs aqueuses. Hales les estime (Veg. Stat., t. 2, p. 372), dans 24 heures, à 20,4 onces, et, selon Lavoisier, à environ 29,2 onces.

Les altérations que subit le sang par la respiration, sont les suivantes. Une partie de l'air aspiré est absorbé par le sang. Lagrange avoit déjà remarqué ce fait. Suivant lui, il n'y a qu'une partie de l'air, le gaz oxigène, qui est absorbé par le sang à son passage dans les poumons ; dans ce moment, il se sépare du sang du gaz acide carbonique et de l'eau. L'auteur fut conduit à cette assertion par la réflexion que si toute la chaleur qui se partage dans tout le corps, est dégagée dans les poumons, la température seroit très-différente de celle des autres parties du corps ; et ce qui, depuis long-temps, auroit dû être observé, c'est que les poumons ne pourroient pas supporter cette température sans être détruits. Il trouve donc plus probable de penser que la chaleur animale se dégage non seulement dans les poumons, mais dans toutes les autres parties du corps humain où passe le sang. Il adopte à cet

égard l'opinion que le sang à son passage à travers les poumons, absorbe le gaz oxigène de l'air, et que celui-ci est conduit en même temps avec le sang dans les artères et de ceux-ci dans les veines, que l'oxigène quitte peu à peu l'état de la dissolution, se combinant en partie avec le carbone et avec l'hydrogène du sang, d'où résultent de l'acide carbonique et de l'eau, qui se dégagent du sang au moment où le sang veineux arrive du cœur dans les poumons. Pendant cette combinaison avec les principes cités, il se dégage continuellement de la chaleur, et puisque cela arrive partout où le sang passe, cela explique comment le calorique peut être développé dans les parties du corps qui se trouvent très-éloignées des poumons. Cette opinion a été également adoptée par Hassenfratz.

Davy a rendu très-probable que le sang absorbe l'air sans l'altérer; que ce dernier est décomposé ensuite par le liquide, et que la partie d'azote non usée est séparée et se mêle à l'air contenu dans les poumons. Il cite les faits suivants à l'appui de son opinion. Si l'on aspire du gaz hydrogène, il ne diminue pas, aussi n'occasionne-t-il pas dans le sang des altérations positives. Si l'on aspire, au contraire, du gaz oxide d'azote, une partie disparoît; il se dégage du gaz oxide carbonique, et une quantité considérable de gaz azote. Ce dernier est nullement contenu dans le gaz, avant la respiration, en état isolé; il faut donc qu'il soit produit par la décomposition du gaz oxide d'azote. La quantité de gaz azote exhalé est cependant moindre qu'elle auroit dû être; en conséquence, il faut qu'une partie soit absorbée; mais Davy demande pourquoi, une partie pouvant être absorbée, la totalité ne pourroit pas l'être. Si le dernier a lieu, il faut que le gaz azote, par la décomposition du gaz oxide d'azote, occasionnée par le sang, soit dégagé.

Comme l'air atmosphérique contient les mêmes principes que le gaz oxide d'azote, mais dans d'autres proportions, et comme dans la respiration de l'air on remarque également une disparition de deux principes, on peut conclure, d'après l'analogie, que l'air atmosphérique est absorbé sans être décomposé par le sang, et que le gaz

azote qui se dégage est séparé en raison d'une décomposition occasionnée ensuite par le sang.

Spallanzani et Pfaff ont remarqué la disparition d'une partie de gaz azote. Selon le dernier, la quantité de gaz azote qui est absorbé dans une seule respiration, est de 0,808 d'un pouce cube de Paris. Dans une autre expérience, l'absorption est de 60 à 80 pouces cubes d'air, 0,852 d'un pouce cube de Paris; et dans une troisième respiration, l'absorption est de 30 pouces cubes d'air en 16 secondes, 1,2705 pouces cubes.

Davy trouve encore que la totalité de l'air est nécessaire à la respiration en ce que le gaz oxigène n'est pas si convenable à la respiration que l'air; aussi arrive-t-il qu'une bien moins grande quantité de gaz oxigène est absorbée quand on aspire ce gaz pur, comparativement à l'air. Davy aspira 182 pouces cubes de gaz oxigène pur pendant une demi-minute; il s'en trouva en moins 11,4 pouces cubes, tandis qu'un volume semblable d'air ne lui a présenté que 15,6 pouces cubes d'absorbé.

L'assertion de Davy est cependant contredite par les recherches de Pfaff. Ce dernier a trouvé, après avoir respiré du gaz oxigène pur, que sa diminution étoit non seulement plus grande que celle de l'air atmosphérique, mais qu'il se formoit beaucoup plus de gaz acide carbonique. Cent pouces cubes d'air ont formé 5,8 pouces cubes de gaz acide carbonique, tandis qu'un pareil volume de gaz oxigène n'a donné que 8,2 pouces cubes.

Une suite des effets de l'absorption de l'air est le changement que le sang subit relativement à sa couleur. Le sang qui coule dans les veines a une couleur d'un pourpre foncé presque noirâtre, tandis que la couleur du sang artériel est d'un rouge écarlate. Cette altération de couleur a lieu au passage du sang veineux à travers les poumons, et à son contact avec l'air. Les expériences de Priestley et de plusieurs autres ont démontré que ce phénomène étoit dû à l'oxigène de l'air; que le sang noir des veines, mis en contact avec le gaz oxigène ou avec l'air, devenoit rouge. Le contact immédiat de l'air n'est pas nécessaire, mais le changement a également lieu quand on renferme du sang veineux dans une vessie qu'on expose à l'air : cela

est d'autant plus important à connoître, qu'il faut concevoir comment l'air peut changer la couleur du sang dans les poumons, qu'il n'y agit pas immédiatement, mais seulement à travers le tissu cellulaire. Le sang acquiert, avec ce changement de couleur, la propriété de resserrer la cavité gauche du cœur. Le sang veineux qui n'est pas touché par l'air n'opéreroit pas le même effet, quoique la cavité droite soit excitée. Enfin il paroît que le suc pancréatique au passage du sang dans les poumons et au contact de l'air subit son dernier changement, et que c'est lui qui semble acquérir toutes les propriétés du sang.

On a déjà observé ci-dessus que l'air expiré contient de l'acide carbonique. Les physiciens ne sont pas d'accord sur son origine. D'après Lavoisier, il se forme dans les poumons par la combinaison de l'oxigène de l'air et du carbone de sang. Suivant d'autres, l'acide carbonique est tout formé dans le sang, et en est séparé au moment où il absorbe l'air.

S'il est vrai, comme on l'a dit plus haut, que l'air, sans être décomposé, est absorbé par le sang, il faut admettre la dernière opinion. Les nouvelles expériences de Spallanzani paroissent encore l'appuyer. Des vers fraîchement tués ont donné dans le gaz azote et dans le gaz hydrogène de l'acide carbonique, et beaucoup plus qu'avec l'air atmosphérique.

Des vers qui pouvoient vivre quelque temps dans des gaz méphitiques, furent mis dans des gaz qui ne contenoient pas d'oxigène ; on obtint une plus grande quantité d'acide carbonique que dans l'air. D'après ces phénomènes, Spallanzani croit pouvoir conclure que l'acide carbonique n'est pas produit par la combinaison du carbone de l'animal avec l'oxigène de l'air, mais qu'il est séparé du corps de l'animal.

Les vapeurs d'eau qui se trouvent mêlées dans l'air exhalé, sont formées d'après Lavoisier par l'hydrogène du sang, qui se combine dans les poumons avec l'oxigène de l'air. Il est au reste plus probable que ces vapeurs se trouvent toutes formées dans les vaisseaux des poumons, ou qu'elles proviennent du sang.

Les faits cités conduisent aux résultats suivants. Le

sang à son passage par les poumons absorbe une partie d'air qu'il ramène à sa circulation dans les vaisseaux sanguins. Pendant la circulation du sang, l'air absorbé est décomposé peu à peu par le sang; l'oxigène ainsi que l'azote forment de nouvelles combinaisons, tandis qu'il se dégage de l'azote, de l'acide carbonique et de l'eau. Lorsque le sang retourne dans les poumons, il absorbe une nouvelle quantité d'air, et laisse dégager du gaz azote, de l'acide carbonique et de l'eau en vapeurs formées pendant la circulation du sang. En outre, la température dans le corps animal reste presque toujours au même degré par la respiration, comme on l'a remarqué à l'article Chaleur animale. Mais ce que cette fonction a de plus important, c'est que la vie en dépend; car l'animal cesse de vivre dès que la respiration est interrompue.

Davy a fait des recherches intéressantes sur la respiration des poissons.

De 64 pouces cubes d'eau de mer, il chassa tout l'air atmosphérique par une longue ébullition; il empêcha ensuite son contact par le mercure; il introduisit un poisson (*cyprinus phoxinus*) dans l'eau, l'animal eut des convulsions sur-le-champ et mourut en peu de minutes.

On enleva à une autre partie d'eau tout l'air atmosphérique; on en remplit deux réservoirs, chacun de 36 pouces cubes de capacité. Dans l'un, Davy fit passer 2 pouces cubes de gaz azote, et dans l'autre une quantité semblable de gaz oxigène. En agitant continuellement, les gaz furent absorbés par l'eau, et à l'abri du contact de l'air. On introduisit alors dans chaque vaisseau 2 poissons.

Ceux qui avoient absorbé l'azote périrent en 4 minutes; au contraire, ceux qui avoient séjourné dans l'eau oxigénée étoient vivants et bien portants, même après plusieurs heures.

Les mêmes vaisseaux furent remplis d'eau dont l'air avoit été chassé par une longue ébullition; Davy fit passer dans chacun d'eux 3 pouces cubes de gaz oxigène. Lorsque le gaz fut absorbé à l'aide d'une longue agitation de l'eau, les vases furent renversés dans des soucoupes remplies de mercure, afin d'empêcher le contact de l'air. Dans l'un des vaisseaux, on introduisit à travers le mer-

cure 4 poissons ; au bout de 6 heures les vases furent examinés, les poissons étoient vivants, et tout le gaz, dans la partie supérieure des vaisseaux, avoit disparu. La quantité de gaz, dans la partie supérieure de l'autre vaisseau, n'avoit presque pas changé. On versa dans chacun des réservoirs de l'eau de chaux, celui où avoient séjourné les poissons troubla sensiblement l'eau de chaux, tandis que l'autre ne présentoit point ce phénomène.

De ces expériences, Davy conclut que le sang dans les branchies des poissons est oxidé par l'oxigène contenu dans l'eau, et qu'il se sépare du sang veineux dans les branchies, du gaz acide carbonique, peut-être aussi de l'eau. Comme on n'a aperçu dans ces expériences aucune trace de gaz hydrogène, Davy déclare contre la décomposition de l'eau par la respiration des poissons.

Davy s'est assuré, par des expériences sur les zoophytes, que la respiration chez eux suivoit les mêmes lois. Ils absorbent de l'air contenu dans l'eau, non seulement l'oxigène, mais aussi une partie d'azote. (Voyez *Davy on Respiration, in D^r. Beddoes Medical contributions, Bristol,* 1790, *et Researches chimical and philosophical*, etc., Lond., 1800.)

Vauquelin qui a fait des expériences sur le *gryllus viridissimus*, le *limax flavus* et le *helix pomatia*, obtint les résultats suivants.

Les insectes et les vers respirent, comme les animaux à sang chaud, du gaz oxigène, et exhalent de l'eau et du gaz acide carbonique. Le gaz oxigène est une condition indispensable à l'entretien de leur vie; ils meurent quand ils en sont privés. Tout autre gaz est impropre à la respiration.

Les vers, et particulièrement les limaçons, d'après Vauquelin, possèdent des forces extraordinaires de respiration, ayant la faculté d'enlever à l'air la moindre quantité d'oxigène, et laissant le gaz azote parfaitement pur. Vauquelin pense qu'on pourroit s'en servir comme eudiomètre. Cette opinion n'est cependant pas admise par Spallanzani; il trouve constamment une partie de gaz oxigène dans l'air dans lequel ces animaux étoient morts.

Les insectes et les vers ont, selon Vauquelin, la faculté

de décomposer même le gaz acide carbonique, qui est formé pendant la respiration. Ils meurent seulement quand il n'y a plus d'oxigène. Quand plusieurs animaux continuent de vivre dans des gaz qui ne contiennent pas d'oxigène, c'est qu'ils peuvent arrêter leur respiration quelque temps. Davy croit aussi qu'il s'attache un peu d'air aux poils fins avec lesquels sont garnis les organes respiratoires, et que cet air est capable d'entretenir la respiration quelque temps. (*Vauquelin*, Observ. Chim. et Physiol. sur la Respiration des Insectes et des vers, Ann. de Chim., t. 12, p. 273.)

Les expériences de Spallanzani s'accordent très-bien avec ces dernières. Il trouve aussi que les animaux pourvus d'organes respiratoires, ainsi que ceux qui en sont privés, absorbent l'oxigène de l'air, et que la quantité de l'absorption est en proportion avec la température de l'air. Chez les animaux où les organes de la respiration manquent, l'*organe cutané* remplace les poumons. Dans les expériences qu'il fit sur différentes espèces d'animaux, la proportion entre le gaz oxigène et le gaz azote a été non seulement changée, mais il s'est formé aussi de l'acide carbonique. Comme cet acide existoit aussi dans un milieu entièrement privé de gaz oxigène, il en conclut que cet acide ne provenoit pas de l'oxigène de l'air, mais qu'il étoit rendu par l'animal même. Ce phénomène eut aussi lieu avec des animaux tués.

Une observation non moins importante de Spallanzani, est que les vers, les insectes, les amphibies, les oiseaux et les mammifères, continuent d'absorber l'oxigène après leur mort; et cela se fait non seulement avec le corps entier, mais aussi avec les parties séparées. L'absorption de l'oxigène a aussi lieu chez les animaux tombés en léthargie, quoiqu'on n'aperçoive plus aucun signe de respiration. Comme plusieurs amphibies peuvent vivre plusieurs jours sans poumon, Spallanzani profita de cette circonstance pour déterminer exactement la quantité de l'absorption qui provient des poumons et des organes cutanés. Il trouva l'absorption des poumons bien moindre que celle occasionnée par la peau. Les carcasses des animaux à coquille, ainsi que les œufs des oiseaux, sur les-

[q]uels on fit des expériences, montrèrent la faculté d'ab-
[s]orber l'oxigène. Chez plusieurs espèces de limaçons,
[c]omme celle de *helix lusitanica*, on remarque aussi l'ab-
[s]orption du gaz azote, mais en quantité bien moindre que
[c]elle de l'oxigène. (*Voyez* Mém. sur la Respiration, par
[S]pallanzani, Genève, an 11, extrait dans le Journal de
[C]himie, t. 3, p. 359.)

Humboldt a observé que par la respiration du croco-
[d]ile il ne se produit pas une diminution, mais une aug-
[m]entation d'air. Un de ces animaux qui respire dans
[1]000 parties d'air composé de 274 parties d'oxigène,
[d]e 711 d'azote et de 15 d'acide carbonique, augmenta
[d]ans 1 heure 43 minutes le volume de l'air de 124 parties.
[C]es 1124 parties d'air consistoient en 106,8 d'oxigène,
[7]9 d'acide carbonique et 938,2 de gaz azote. L'animal
produisit, en conséquence, dans le temps donné, 64
parties d'acide carbonique, et absorba 167,2 d'oxigène.
On retrouva de ce dernier 46 parties dans les 64 de gaz
acide carbonique. L'animal avoit usé, d'après cela, 121
parties d'oxigène; il forma de plus 227 parties d'azote,
ou d'autres substances gazeuses, sur lesquelles les bases
salifiables n'avoient aucune action. (Nouv. Journ. de
Chim., t. 1, p. 334.)

On peut voir sur cet objet, outre les ouvrages cités, *Priestley*, Observ. on Respiration; Phys. Trans., t. 66, p. 216; *Lavoisier*, Mém. sur la Respiration, etc.; Acad. des Sciences, 1777, p. 181; Observ. génér. sur la Respiration et sur la Chaleur animale, par Séguin, Journal de Phys., décemb. 1790, p. 467; Tentamen. Physiologicum de Respiratione, auct. Rob. Menzies, Edimb., 1790, extrait du Journ. de Gren, t. 6, p. 109; *Hassenfratz*, Mém. sur la Combinaison de l'Oxigène avec le Carbone et l'Hydrogène du Sang, Annal. de Chim., t. 9, p. 231.

ASSA FŒTIDA. Assa fœtida. *Teufelsdreck.*

Gomme-résine d'un jaune rougeâtre, dans laquelle on remarque des taches blanches. Elle a une saveur âcre, amère, et une odeur qui s'approche de celle de l'ail. On l'apporte de Perse; on la retire d'une plante appelée par Linné *ferula assa fœtida*. Kæmpfer décrit la manière

dont on en fait la récolte. Au printemps les Persans quittent leurs habitations, et se rendent sur les montagnes où cette plante croît en quantité. Ils enlèvent les feuilles inférieures qui sont flétries, et découvrent la partie supérieure de la racine qui est de la grosseur du bras. Après ces opérations préliminaires, ils retournent chez eux, et reviennent quarante jours après pour faire des incisions à la partie supérieure de la racine. Il découle bientôt un suc laiteux qu'on récolte; on fait une nouvelle incision et on recueille de même le suc : on continue ainsi jusqu'à ce que la racine soit entièrement épuisée. Le suc se solidifie ensuite au contact du soleil.

Cette substance paroît avoir sur les organes de l'odorat et du goût des Européens et des Asiatiques un effet bien différent. Les premiers trouvent son odeur et sa saveur si désagréables, qu'ils lui ont donné le nom de *merde du diable.* Les Asiatiques, au contraire, lui ont donné celui d'*hingh;* ils le trouvent infiniment agréable, s'en servent pour exciter l'appétit, et l'appellent *nourriture des Dieux.*

Dans l'histoire des Voyages, t. 9, p. 44, on cite que son usage à *Surate* est tellement commun, que l'air est infecté de son odeur.

La pesanteur spécifique de l'*assa fœtida* est de 1,327; il se dissout imparfaitement dans l'eau et l'alcool.

Trommsdorff en a fait l'analyse. Distillée avec de l'eau, il a obtenu une huile volatile qui paroît être la cause de son odeur fétide; 4 onces d'*assa fœtida* ont fourni 33 grains d'une huile éthérée surnageant sur l'eau, et 15 à 20 grains d'une huile volatile qui étoit au fond du vase. On sépara, du résidu de la cornue, à l'aide de l'alcool, 7 gros et 11 grains de résine d'un brun clair, et un extrait brun, amer, d'une odeur nauséabonde et très-peu aliacée, qui pesoit 2 onces ½. Les fibres ligneuses qui restèrent, peuvent être regardées comme accidentelles. (*Voyez* Journal de Pharmacie de Trommsdorff, p. 137.)

ASSIMILATION. Assimilatio. *Assimilation.*

Ce mot désigne l'action réunie de forces chimiques et organiques, par laquelle les aliments sont convertis en parties solides et en parties liquides. Ordinairement on

end ce mot dans un sens borné, et l'on conçoit les ali-
ents que l'animal prend et qu'il digère; mais on peut
tendre sur l'être organique en général, car les plantes
us donnent un exemple d'une opération semblable. Les
rties nutritives, quelle que soit la différence de l'être
ganique, en dérivent, et sont converties dans ses mêmes
rties.

L'être organique ne se trouve à aucune période de
n existence en état de stagnation; il est sujet à des
angements continuels. Les organes sont actifs sans in-
ruption; ils ne sont pas seulement employés, mais
sont aussi usés; il faut alors qu'ils soient de temps en
nps renouvelés, à moins qu'ils ne cessent leurs fonctions.

La nature de l'*assimilation* est encore inconnue. Cha-
e organe actif, dans l'*assimilation*, a son travail par-
ulier; elle a lieu quand il y a des matériaux, lors même
e le résultat de cette action est nuisible à la santé de
tre organique. L'estomac amène toujours la nourriture
'état de bouillie, quand même l'aliment seroit de na-
re à ralentir la digestion plutôt qu'à la favoriser.

D'un autre côté, quand on met une substance en con-
t d'un organe agissant dans l'*assimilation*, elle reste
même, pourvu qu'elle ait déjà éprouvé le changement
casionné par l'organe. Si l'on introduit du lait, on sait
e ce liquide a la plus grande analogie avec les sucs
utriciers dans le *jejunum*; il est absorbé par les vais-
ux laiteux sans être altéré.

Fourcroy paroît disposé à croire que l'*assimilation* doit
e considérée comme un procédé purement chimique;
is qu'on essaie si le corps organique peut produire des
érations semblables à celles que l'on obtient par l'art
imique. Ce qui est à remarquer, c'est que l'estomac
-même n'est pas attaqué pendant la digestion; il peut
rvir, comme les autres parties, à la nourriture; il
idroit, si les forces chimiques sont en activité, que le
c gastrique agît sur lui et le décomposât, comme cela
ieu avec d'autres substances qu'on peut y introduire.
inter a prouvé que le suc gastrique étoit sans effet sur
stomac dans l'être vivant, et qu'il le dissolvoit souvent
rès la mort.

Les principes constituants éloignés des aliments dans les animaux, sont le carbone, l'oxigène, l'hydrogène et l'azote. Les matériaux dont les plantes se nourrissent, sont plus particulièrement composés de carbone, d'oxigène et d'hydrogène. Que ces substances forment des acides, des huiles et d'autres composés, cela se conçoit; mais d'où proviennent la chaux, le fer, le soufre, le phosphore, la soude, que l'on trouve comme parties constituantes dans l'animal, et que l'on ne rencontre pas dans les aliments, ou en bien moins grande quantité? L'animal à coquille la remplace et la renouvelle dans l'eau pure. Du seigle que l'on fait macérer dans l'eau distillée, contient, suivant Schrœder, une plus grande quantité de terres et d'oxides métalliques qu'il pouvoit en avoir avant la végétation, principes que l'on cherche inutilement dans le sol et dans la nourriture.

Vauquelin a conclu de ses expériences sur les excréments et la nourriture de la poule, qu'il croyoit à la formation de la chaux et de l'acide phosphorique dans l'animal. Ces faits nous conduisent à la grande probabilité que ces substances, malgré l'état actuel de nos connoissances chimiques, ne sont pas des matières simples; mais qu'elles doivent leur état de composition inconnue à des forces organiques ou chimiques.

ATACAMITE. Atacamites. *Gruener Kupfersand aus Peru.*

Dombey apporta le premier ce fossile du Pérou: il est en poudre, d'une couleur vert-pré, mêlé de grains de quartz. Projeté sur des charbons ardents, il produit une belle couleur bleue et verte; il se dissout sans effervescence dans les acides nitrique et muriatique. La couleur de la solution est verte. Berthollet démontra le premier la présence du cuivre dans ce fossile; Proust et Vauquelin l'ont ensuite analysé. Proust a reconnu comme Berthollet que c'étoit une combinaison du cuivre avec l'acide muriatique; Vauquelin l'avoit d'abord regardé comme un composé d'oxide de cuivre et de muriate de soude; mais il a adopté depuis l'opinion des deux autres chimistes.

Klaproth a non seulement confirmé l'assertion de Proust, mais il a déterminé les parties constituantes de cette substance; il l'a trouvée composée de

Oxide de cuivre . . .	73,0
Acide muriatique. . .	10,1
Eau	16,9
	100,0

ATMOSPHÈRE. Atmosphæra. *Atmosphæra.*

Si les recherches sur la hauteur de l'*atmosphère*, sur son changement par rapport à la pression et à différentes hauteurs, par rapport à la température, à la transpiration, à l'électricité, etc., appartiennent à la physique, il se présente beaucoup d'autres faits que les expériences chimiques peuvent éclaircir, et qui ont une influence sur plusieurs opérations du chimiste.

L'*atmosphère* est un mélange de toutes les matières qui, à la température à laquelle nous vivons et à la pression que l'air exerce, passent à l'état de gaz, ou sont susceptibles d'être tenues en dissolution par ce même gaz. On peut les diviser en substances connues et inconnues.

Parmi les premières on range l'air, l'eau et le gaz acide carbonique.

L'air n'est pas un élément, mais un mélange de gaz azote et de gaz oxigène.

Par rapport à ses principes, les questions suivantes se présentent :

1° Dans quelle proportion trouve-t-on les principes qui composent l'air?

2° Ces proportions sont-elles déterminées ou variables?

3° Les substances qui le composent sont-elles mélangées ou combinées, unies chimiquement ou mécaniquement?

On ne connoît, jusqu'à présent, aucun moyen de séparer le gaz azote de l'*atmosphère*, on ne peut que lui enlever le gaz oxigène, et cela par toute oxidation qui a lieu aux dépens de l'air. *Voyez* l'art. EUDIOMÈTRE, où l'on traitera plus en détail de l'analyse de l'air.

Les expériences de de Marti, ainsi que celles de Berthollet, ont présenté un terme moyen dans les rapports

des parties constituantes de l'air. Cent parties contiennent 78 gaz azote et 22 gaz oxigène.

(*Voyez* Journ. de Physiq., t. 52, p. 176, et Annal. de Chimie, t. 34, p. 73.)

Cette proportion est prise pour le volume. Si l'on veut exprimer en poids, et si l'on considère la pesanteur spécifique des deux ~~gaz comme~~ 135 est à 115, on trouve les proportions suivantes : gaz azote 74, oxigène 26 ; rapports qui correspondent très-bien à ceux de Lavoisier qui trouva 0,73 d'azote et 0,27 d'oxigène, comprenant le poids et non le volume.

Davy, au contraire, ainsi que Humboldt et Gay-Lussac, ont trouvé les rapports comme 21 à 79. (Philosoph. Mag., t. 10, p. 56, et Annal. de Chimie, t. 53, p. 240.

En général, le mélange de l'*atmosphère* ne varie pas. Berthollet a trouvé les mêmes proportions en France et en Egypte. Humboldt et Gay-Lussac ont décomposé l'air en différentes saisons, en différents temps, et pris à la plus grande hauteur ; ils trouvèrent que les proportions du gaz oxigène dans l'*atmosphère* ne surpassoient pas 0,001.

Outre les deux parties nommées, l'*atmosphère* contient encore de l'acide carbonique et des vapeurs d'eau. Si l'on expose au contact de l'air de l'eau de barite ou de chaux, il se forme à la surface une pellicule qui est la combinaison de l'acide carbonique avec la terre. L'acide carbonique a été reconnu aux plus grandes hauteurs. Saussure trouva à 15668 pieds au-dessus du niveau de la mer, que l'eau de chaux étendue de parties égales d'eau distillée, étoit couverte d'une pellicule au bout de sept quarts d'heure ; des bandes de papier enduites d'une solution de potasse caustique ont acquis, en une heure et demie, la facilité de faire effervescence avec les acides. (*Saussure*, Voy., 4, p. 199). Humboldt a démontré la présence de l'acide carbonique dans un air que Garnerin avoit rapporté d'une hauteur de 4280 pieds. (Journ. de Physiq., t. 47, p. 202.)

Il est extrêmement difficile de séparer ce gaz en état de pureté ; aussi n'a-t-on pu déterminer rigoureusement ses rapports avec l'air. La plupart des expériences s'accordent

à la quantité d'un centième. Humboldt trouva que sa quantité est renfermée entre les limites de 0,01 et 0,005.

Les substances hydroscopiques nous prouvent la présence de l'eau dans l'air. Elles attirent l'humidité de l'*atmosphère*, ce qui ne laisse aucun doute sur son existence. Mais dans quel état se trouve l'eau dans l'*atmosphère?* Quelle est la quantité contenue dans un volume donné d'air?

L'eau peut être dissoute dans l'air comme les sels le sont dans l'eau, ou bien elle peut être mêlée à l'air dans un état de vapeurs. Deluc avoit cette dernière opinion, et elle a acquis un grand degré de probabilité par les recherches de Dalton. Ce qui favorise encore cette opinion, c'est que l'eau que l'on trouve dans l'*atmosphère*, provient de celle qui est à la surface du globe au contact de l'air. L'eau diminue aussi bien de volume dans le vide que lorsqu'elle est au contact de l'air. Dans le premier cas, elle ne peut pas être dissoute par l'air, parce qu'il n'y en a pas; il faut donc qu'elle s'échappe à l'état de vapeurs, et ce qui se passe dans l'un des cas, peut avoir lieu dans d'autres.

Si l'air étoit le dissolvant de l'eau, la solution devroit être d'autant plus prompte, que la quantité du dissolvant est plus considérable. Mais Saussure trouve qu'au même degré d'humidité et à la même température de l'air, l'évaporation, sur de grandes hauteurs, étoit plus prompte qu'à la surface de la terre. Sur le *Col-du-Géant*, élevé à 11275 pieds au-dessus du niveau de la mer, la quantité d'eau évaporée étoit à celle de Genève, qui n'est que de 1324 pieds au-dessus du niveau même, à même température et même humidité de l'air, comme 7 est à 3, et à cette hauteur, l'air est d'un tiers plus dilaté; par conséquent dans la même proportion, la quantité du dissolvant est plus petite.

Pendant que l'eau disparoît dans l'*atmosphère*, il se combine du calorique comme si l'eau passoit à l'état de vapeurs. On aperçoit toujours du froid pendant l'évaporation de l'eau; un corps mouillé exposé à l'air abaisse toujours la température. Un phénomène semblable porte à admettre, d'après l'analogie, des causes analogues. On

peut s'attendre que, dans ces circonstances, il se forme de l'eau en vapeur.

Enfin, Dalton a prouvé que l'eau contenue dans l'air, avoit exactement les mêmes degrés d'élasticité que celle qui se trouve à la même température dans le vide et qui est en vapeur.

Saussure est le premier qui ait déterminé avec exactitude la quantité d'eau en vapeurs dans l'*atmosphère*. Il résulte de ses expériences, qu'un pouce cube d'air, saturé d'eau et à la température de 66° 18,89 centig., contient environ $\frac{1}{67}$ de ce fluide en poids. Dalton partant de ce principe, dit que la plus grande partie de l'eau, dans l'*atmosphère*, se trouve à l'état de vapeurs, et que son élasticité dépend de sa température; ce physicien trouva dans l'élasticité de ces vapeurs une mesure pour déterminer la quantité des vapeurs dans l'*atmosphère*, supposé que la température soit la même. D'après ces expériences, la quantité des vapeurs est très-variable. Dans la zone torride, son élasticité est entre les limites de 0,6 à 1 pouce de mercure. En Angleterre, elle atteint rarement 0,6 pouces; mais dans l'été elle est souvent de 0,5; dans l'hiver elle est seulement à 0,1 pouce de mercure.

Si l'on pouvoit supposer, et ce qui est très-probable, que la densité et l'élasticité des vapeurs d'eau suivent la même loi que les gaz, on trouveroit la quantité absolue des vapeurs d'eau de l'*atmosphère* dans un temps déterminé, et la quantité seroit entre les limites de $\frac{1}{300}$ à $\frac{1}{60}$ de la totalité de l'*atmosphère* si la moyenne arithmétique est $\frac{1}{100}$. (*Voyez*, sur cet objet, le mémoire de Dalton, dans le cinquième volume des mémoires de Manchester.) Il ne faut pas perdre de vue qu'il est question de pouces anglais, et que l'état moyen du baromètre est égal à 30 pouces anglais.

D'après cela on pourroit regarder les rapports des principes de l'air comme approchant de la vérité, en les déterminant comme il suit :

Air.	0,98
Acide carbonique . . .	0,01
Eau	0,01
	1,00

Ou bien, d'après les parties constituantes de l'air,

Gaz oxigène	. . . .	0,2058
— azote	. . . . . .	0,7742
Acide carbonique	. .	0,0100
Eau	. . . .	0,0100
		1,0000

Plusieurs physiciens ont regardé le gaz hydrogène comme faisant partie constituante de l'air atmosphérique. Ils ont cru par-là expliquer plusieurs phénomènes météoriques. Humboldt et Gay-Lussac ont fait des recherches sur cet objet ; ils se servirent d'instruments avec lesquels la plus petite quantité de gaz, fût-elle même de 0,003, pourroit être trouvée ; ils n'en eurent pas la moindre trace. Si la quantité se trouvoit être moins de 0,001, alors on ne pourroit la découvrir ; car l'inflammation du gaz hydrogène est impossible dans cette proportion, ce qui est important à considérer dans cette hypothèse.

Les parties constituantes de l'air sont-elles unies mécaniquement ou chimiquement ?

On a déjà remarqué que les rapports des principes de l'air étoient les mêmes à différents endroits et à diverses hauteurs ; cette assertion parleroit contre l'opinion que l'air soit le résultat d'un mélange mécanique. A des hauteurs considérables, la quantité du gaz azote qui est d'une pesanteur spécifique moindre que le gaz oxigène, devroit être plus grande que dans les régions inférieures. Comme plusieurs causes sont sans cesse en activité pour diminuer l'oxigène de l'air, et comme elles existent en différents endroits et en diverses quantités, elles doivent enlever à l'air plus d'oxigène, ce qui changeroit nécessairement la proportion entre le gaz oxigène et le gaz azote, si l'*atmosphère* étoit un mélange mécanique. En faisant un mélange artificiel de ces deux gaz, on remarque que si la quantité d'oxigène est plus petite que dans l'air, il est diminué davantage par le gaz nitreux (*Humboldt*, Annal. de Chimie, t. 27, p. 162), et qu'il entretient plus longtemps la flamme et l'existence des animaux. (*Morozzo*, Journ. de Physiq., t. 27, p. 203.)

Plusieurs corps oxidables enlèvent à une quantité donnée d'air, des proportions différentes d'oxigène. Le soufre, le phosphore, le mercure et d'autres substances métalliques ou non métalliques, en sont une preuve. Il faut donc, d'après cela, que l'oxigène soit retenu par une force chimique. Enfin il s'en dégage très-souvent pendant la préparation de l'acide nitrique qui ne se distingue pas de celui retiré de l'air atmosphérique. Davy qui décomposa du gaz oxide d'azote en le faisant passer à travers un tube de porcelaine rouge, le convertit en acide nitrique et en gaz qui avoit toutes les propriétés de l'air atmosphérique. Si l'on adopte que l'air est un simple mélange, on concevra difficilement que les deux principes, pendant l'expérience, se réunissent exactement dans une proportion semblable à celle où ils se trouvent dans l'air.

L'hypothèse de Dalton, d'après laquelle les parties constituantes de l'air ne sont pas chimiquement combinées, mais seulement mélangées, se trouve dans le mémoire déjà cité. Outre les substances nommées, il y en a encore d'autres dans l'air qui ont une action plus ou moins nuisible à l'économie animale.

C'est un fait bien reconnu, que dans des endroits fermés où se trouve une grande quantité de monde réuni, comme dans les spectacles, les concerts, etc., la respiration devient très-gênée. On ne doit pas en chercher la cause ni dans la diminution du gaz oxigène, ni dans la production d'une trop grande quantité d'acide carbonique. Humboldt et Gay-Lussac décomposèrent deux portions d'air, dont l'une étoit prise au milieu du parterre du théâtre Français, un moment avant le lever du rideau de la seconde pièce, trois heures et demie après la réunion d'un grand nombre de spectateurs. L'autre fut prise trois minutes après la fin du spectacle, dans la partie la plus élevée de la salle. Les deux portions d'air troublèrent à peine l'eau de chaux. Les résultats des analyses comparées, montrent que l'air du parterre contenoit 20,2 d'oxigène, celui du haut 20,4, tandis que l'on ne trouva que 21,0 dans un air pris ailleurs. Séguin a examiné de l'air des hôpitaux qui avoit été renfermé exactement pendant

douze heures; il le trouva aussi pur que l'air atmosphérique, quoique d'une odeur putride et insupportable.

C'est donc à d'autres principes que l'eudiomètre ne peut faire connoître, que sont dus les effets délétères de l'air atmosphérique. La même chose doit avoir lieu relativement aux miasmes qui occasionnent la peste et autres maladies contagieuses. On a heureusement trouvé dans l'acide muriatique gazeux, indiqué le premier par Guyton-Morveau, et dans l'acide muriatique oxigéné, employé le premier par Cruikschank, de puissants moyens de préserver la contagion. Morveau nous a appris à employer et dégager ce dernier d'une manière extrêmement simple.

Pour dégager le gaz muriatique gazeux dans un endroit spacieux, on suit le procédé suivant.

Après avoir éloigné les malades et tous les vaisseaux métalliques, on met sur un fourneau un bain de sable sur lequel on pose un vase de terre ou de verre dans lequel on a mis 7 onces de sel marin humecté d'un peu d'eau. On ferme bien les croisées, on allume du feu dans le fourneau; lorsque le vase est échauffé, on y verse 3 onces et demie d'acide sulfurique; on se retire ensuite et l'on ferme les portes. Au bout de douze heures on ouvre les portes et les fenêtres : le courant d'air enlève l'excès d'acide muriatique, et l'appartement est purifié.

Le gaz acide muriatique oxigéné est encore plus efficace. Pour l'obtenir, on fait un mélange de 7 onces de sel marin et d'une once d'oxide noir de manganèse; on verse sur le mélange 4 onces d'acide sulfurique étendu d'une égale quantité d'eau; et l'on procède ensuite comme il a été dit ci-dessus.

Dans le cas où il n'y auroit pas assez d'espace pour vider entièrement une pièce, on doit verser l'acide sulfurique à plusieurs reprises; le gaz muriatique se dégage peu à peu, et on transporte ensuite le vase d'un endroit à l'autre, pour partager l'acide muriatique d'une manière uniforme. Avec cette précaution, les malades ou les personnes qui habitent la maison, ne sont pas incommodés.

Comme ces dégagements de gaz sont passagers, on a

trouvé le moyen de l'obtenir sans interruption. Les flacons désinfectants se font d'après une échelle, ils sont ou portatifs ou d'une dimension plus grande.

On choisit, pour le premier, des flacons d'une capacité de 45 centimètres cubes (à peu près 2 $\frac{1}{4}$ de pouces cubes); ils sont pourvus d'un bouchon de cristal, et placés dans un étui de bois dur; on prend ordinairement le bois de la racine de buis; l'étui est fermé par une vis.

Dans les flacons on met 1 gros d'oxide noir de manganèse passé par un tamis de crin, on verse dessus un demi-pouce cube d'acide nitrique de 1,40, mêlé d'une quantité égale d'acide muriatique de 1,134; on ferme soigneusement le flacon.

Les cassolettes de salubrité ont la même construction; elles sont seulement en grand ce que les flacons désinfectants sont en petit.

La pression de l'*atmosphère* a une influence sur l'état d'aggrégation des corps. Les éthers, par exemple, sont liquides à une pression déterminée de l'*atmosphère*, et ils passeroient à l'état de fluides élastiques à une pression moindre. Les liquides bouillent à une pression déterminée de l'*atmosphère* et à une température donnée. La dernière change à mesure que la pression augmente ou diminue. La pression de l'air empêche l'évaporation et l'effervescence; en général plusieurs opérations chimiques faites dans le vide, présentent d'autres phénomènes que ceux qui ont lieu dans l'air.

ATOME. Atomus. *Atom.*

C'est la partie qui n'est pas susceptible d'une division ultérieure. Comme l'élément est la limite de la division chimique, on pourroit envisager l'*atome* comme limite de la division mécanique. Une matière divisible à l'infini ne pouvoit exister dans l'idée de quelques-uns; alors ils adoptèrent une division continue et une molécule restante, où la division cessa.

Leucipp doit être regardé comme auteur du système atomique. Démocrite l'adopta; il fut rectifié par Epicure

et par d'autres naturalistes. Leucipp partoit de ce principe, que tous les corps étoient divisibles et variables.

On attribua aux *atomes* différentes formes. On les supposoit ronds, anguleux, etc.; on les croyoit pourvus de mouvement, etc.

ATOMISTIQUE. Atomistica Philosophiæ seu Physica Corpuscularis. *Atomistik.*

On entend par ce mot la tendance qu'ont les atomes à se réunir pour former des corps. Cette manière d'expliquer a toujours eu beaucoup de partisans; elle en a même encore aujourd'hui. Presque tous ceux qui s'occupoient des mathématiques et de la physique, avoient adopté ces principes. L'application des mathématiques sur des grandeurs intensives, est encore très-bornée; ordinairement cette science n'a de rapport qu'à des grandeurs étendues. L'explication *atomistique* est, d'après cela, très-propre à être envisagée sous le point de vue mathématique. L'imagination peut attribuer aux atomes diverses formes, leur supposer des mouvements, qui, selon la direction et la force, sont très-différents. Il est, d'après cela, douteux que dans ce vaste champ, on ne réussisse à modifier les explications et à les cadrer, pour la plupart des cas, aux phénomènes qui s'y présentent. On expliqua la saveur sucrée du miel, en disant qu'il étoit composé d'atomes ronds, et celle caustique ou d'autres substances, en les supposant composées d'atomes pointus. Le mercure passe à travers la peau, parce que les pores sont formés de manière qu'ils donnent aux atomes un passage dont le métal est composé.

Il seroit trop long de rapporter les modifications variées que l'*atomistique* a éprouvées, et d'en tracer l'histoire. Celui qui veut connoître l'*atomistique* dans toute son étendue, et qui veut se convaincre jusqu'où le génie, appuyé de connoissances mathématiques, peut aller avec cette explication, doit étudier les écrits de Lesage.

ATTRACTION. *Voyez* AFFINITÉ.

AUGITE, PYROXÈNE D'HAÜY. *Augit.*

On croyoit autrefois que ce fossile se rencontroit exclusivement dans les montagnes qui appartiennent à la formation du trapp; mais depuis qu'on l'a trouvé sur la Saualpe en Carinthie, et à Arendal en Norvège, montagnes que l'on doit ranger dans celles appelées primitives, on est revenu de cette opinion. Quelquefois on le rencontre en grains, mais le plus souvent cristallisé. La forme primitive du cristal est un prisme oblique, à bases rhombes, dont les pans sont inclinés de 92° 18' et 87° 42'. (*Haüy*, Journ. des Mines, t. 28, p. 269.) Il cristallise ordinairement en prismes à 6 ou 8 faces, terminés par des pointes dièdres. Sa texture est lamelleuse; il est peu éclatant, d'un éclat gras. Il est dur, et donne avec l'acier de foibles étincelles; la cassure est imparfaitement conchoïde et éclatante, ordinairement un peu transparente sur les bords. Sa couleur est d'un vert foncé ou d'un noir verdâtre; la poussière est d'un gris verdâtre. La pesanteur spécifique est 3,182 à 3,47. Il raie le verre, est attirable à l'aimant; au chalumeau il entre à peine en fusion; mais avec une addition de borax, il fond en un verre jaunâtre, qui, tant qu'il est chaud, paroît rouge.

Il contient, d'après Vauquelin :

Silice	52,00
Oxide de fer	14,66
Chaux.	13,20
Magnésie	10,00
Alumine.	3,35
Oxide de manganèse. . .	2,00
	95,19

Journal des Mines, t. 39, p. 172.

Trommsdorff, qui depuis a analysé ce fossile, y a trouvé de la potasse. Voici les proportions :

Silice	54
Chaux.	16,2
Magnésie	14
Alumine	3,05
Oxide de fer.	7
Potasse	5,18
	99,25

Suivant Simon, l'*augite* de Norvège contient :

Silice	50,25
Chaux.	25,50
Alumine	3,50
Magnésie	7,00
Fer.	10,50
Manganèse	2,25
Eau.	0,50
Chrôme, une trace.	
	99,50

Klaproth a examiné un fossile qui a été trouvé près Guiliana, en Sicile, et l'a déclaré appartenir au genre d'*augite*. Il l'a appelé *augite scorié*.

Il est d'un noir foncé ; à quelques endroits, il passe au vert de poireau. Il se rencontre en masse, en gros grains. Une variété se trouve dans le calcaire compacte, et une autre dans le calcaire spathique. L'*augite* scorié est éclatant, d'un éclat gras, petit et imparfaitement conchoïde. Ses fragments sont indéterminés ; ses bords sont très-tranchants ; il est dur, opaque, peu pesant ; sa pesanteur spécifique est de 2,646.

Il est composé de

Silice	55
Alumine	16,5
Fer oxidé	13,75
Chaux.	10
Magnésie	1,75
Eau	1,5
Oxide de manganèse, une trace.	
	598,50

AXINITE. Silex lapis thumensis *Wern. Thummerstein.*

On trouve ce fossile tantôt en masse, tantôt cristallisé. Sa forme primitive est un prisme droit à quatre pans, dont les bases sont des parallélogrammes à angles obliques. Le grand angle est de 101 degrés 32 minutes. La variété qu'on rencontre le plus souvent est un parallélipipède aplati à faces latérales rhomboïdales, striées en long.

Sa cassure est compacte; elle est quelquefois un peu raboteuse et même écailleuse. Ce fossile a l'éclat de verre, les cristaux sont plus ou moins transparents. L'*axinite* en masse n'est que translucide, et quelquefois seulement sur les bords. Sa couleur principale est celle d'un brun de girofle, de plusieurs nuances.

Il a la dureté du quartz, est aigre, facile à casser, d'une pesanteur spécifique de 3,166 à 3,2956. Au chalumeau, il écume comme le zéolithe, et fond en un émail noir.

Ses parties constituantes sont, d'après

	Klaproth,		Vauquelin,
Silice.	50	Silice.	44
Alumine.	16	Alumine.	18
Chaux.	27	Chaux.	19
Fer oxidé.	9,50	Fer oxidé.	14
Manganèse.	5,25	Manganèse.	4
Potasse.	10,25		
	118		99

On trouve ce fossile en Dauphiné, à Thum, à Cornouailles, à Tressbourg et près de Kongsberg.

AXONGE. *Voyez* Graisse.

AZOTE. *Voyez* Gaz azote.

AZUR. Color cæruleus. *Azurblau.*

On appelle *azur* une poudre bleue, qu'on obtient par la division et la lévigation d'un verre coloré par l'oxide de cobalt.

Pour l'obtenir, on fait fondre un mélange de safre, de

silice et de potasse; on obtient un verre opaque d'un bleu foncé, qu'on appelle *smalt* ou *verre bleu.* On passe ce composé au moulin, et on met ensuite la matière dans des tonneaux; on verse de l'eau dessus, et l'on agite; les parties grossières tombent d'abord au fond; on décante pour séparer ce premier dépôt, ou pour laisser reposer la liqueur; l'on décante une seconde fois, et l'on sépare un dépôt plus fin. On procède ainsi quatre ou cinq fois, et l'on obtient des précipités à divers degrés de finesse. On appelle ces différents bleus, en allemand, *hochblau*, et en français, *azur* d'un feu, de deux, etc.; le plus fin, l'*azur* des quatre feux, etc.

B.

BAICALITE. Baicalithes. *Baikalit.*

Ce fossile a reçu son nom de l'endroit où on le trouve. On l'a rencontré près du lac de Baical dans le gouvernement d'Irkuts'k. Il existe aussi au Saint-Gothard.

La couleur de ce fossile est le plus souvent d'un vert d'olive; il est ordinairement cristallisé en prismes à 4 jusqu'à 8 faces; les prismes du dernier genre ont ordinairement 4 faces plus larges que les autres. A la surface, ils sont presque lisses, rarement striés longitudinalement, ordinairement éclatants. L'éclat intérieur est foible et presque gris. La cassure est esquilleuse.

On le trouve en fragments à bords tranchants. Il est entiérement opaque, quelquefois translucide aux bords. Sa raclure est d'un blanc grisâtre; il se laisse entamer un peu par le couteau; mais il raie aussi le verre, et donne des étincelles foibles avec l'acier. Les cristaux sont presque séparés, rarement entassés, quelquefois de deux pouces d'épaisseur et de 4 pouces de longueur. Sa pesanteur spécifique est de 3,200. Haüy l'a regardé comme une variété de trémolite.

D'après Lowitz, il est composé de

Magnésie	30
Silice	44
Chaux	20
Oxide de fer	6
	100

BAIN. Balneum. *Bad.*

En chimie, on donne ce nom à divers intermédiaires dans lesquels on chauffe un vase; on les choisit de plusieurs natures pour donner une chaleur plus ou moins intense à un vase qu'on y introduit. On emploie le plus ordinairement l'eau ou le sable.

Lorsqu'on plonge les vaisseaux avec les matières qu'on

veut chauffer dans l'eau, on l'appelle alors *bain d'eau* ou *bain-marie*. On s'en sert dans tous les cas où la température doit être moindre ou égale à celle de l'eau bouillante, parce que l'eau chauffée au contact de l'air ne peut pas acquérir une température au-delà de 100 degrés centig. ; arrivée à ce degré, elle s'évapore. On chauffe au *bain-marie* des substances qui seroient décomposées à une température au-dessus de 100 degr. : c'est le cas pour l'évaporation des sucs de plantes, la distillation des liqueurs aromatiques et spiritueuses, etc.

Lorsqu'on chauffe les vases dans du sable contenu dans un vaisseau de terre ou de fer, on l'appelle *bain de sable*. On s'en sert dans beaucoup d'opérations chimiques ; on l'emploie dans tous les cas où la fracture des vaisseaux est à craindre, si on les exposoit immédiatement au feu. Au *bain* de sable, on peut se procurer des degrés de chaleur depuis quelques degrés au-dessus de o jusqu'à faire rougir les vaisseaux.

Autrefois, pour produire une chaleur douce et contenue, on entouroit les vases de cendre, qui est un mauvais conducteur de chaleur : on l'appeloit *bain de cendre*; ou bien on plaçoit les vases dans du fumier, dans lesquels la chaleur, produite par la putréfaction, agissoit : on l'appeloit *bain de fumier*; ces deux derniers bains ne sont plus en usage. Le *bain* de cendre présente cependant des avantages qui ne sont pas à rejeter. En réglant le feu avec précaution, on peut obtenir une température analogue à celle du *bain*-marie. Ce mode ne devroit pas être négligé, vu sa facilité.

On emploie encore le mot *bain* dans un autre sens : on dit d'une substance métallique qui est en fusion, qu'elle est en *bain*. Dans les ateliers de teinture, on appelle les liqueurs colorantes dont on se sert pour les étoffes, *bain de couleur*, ou tout simplement *bain*.

BALANCE HYDROSTATIQUE. *Voyez* ARÉOMÈTRE et PESANTEUR SPÉCIFIQUE.

BALLON. Vas recipiens sphæricæ figuræ. *Ballon*. C'est ainsi qu'on appelle un vase de verre rond muni

d'une ou de plusieurs ouvertures, dont chacune a un col cylindrique ou conique.

On emploie les *ballons* comme récipients ; on s'en sert fréquemment pour y condenser des fluides élastiques par le refroidissement. On les fabrique non seulement d'un verre plus épais, mais on leur donne aussi une forme sphéroïde, puisque cette forme résiste mieux à la pression des fluides qui y sont renfermés.

Ils diffèrent non seulement en capacité, mais aussi dans leur forme. Il y en a à 1 et à 2 cols ; on peut les ajuster les uns dans les autres.

On obtient par ce moyen un récipient qui a plus de capacité, et qu'on peut adapter à la cornue. Le dernier de ces *ballons* doit être fermé.

Un petit *ballon* à 2 cols, qu'on place entre un plus grand et la cornue, est appelé *alonge*.

BARILLE. Barilla. *Barille.*

Ce nom a été donné à la *salsola sativa* Lin., dont la cendre fournit la meilleure soude d'Alicante ; dans le commerce, la soude est nommée ainsi, et c'est dans ce sens que nous prendrons ce mot.

On cultive la *barille* (*salsola sativa*) et la plante de soude (*salsoda soda* Lin.) dans les environs de Valence et d'Alicante, pour en retirer la cendre dont la soude fait la principale partie. On peut employer, pour le même but, la *salicornia annua* et *europæa*.

Parmi ces différentes plantes, la *barille* donne la soude la plus estimée.

Dans le royaume de Valence, on choisit, pour la culture de la *salsola sativa*, un terrain moyennement fort. On fait labourer trois fois le champ, d'abord au mois d'août, et on y porte beaucoup d'engrais ; pour la seconde fois au mois d'octobre, et ensuite en décembre ou janvier. On entreprend ce dernier travail après la pluie.

Il faut rendre la surface du sol bien unie. Immédiatement après la pluie, soit la nuit ou le jour, on sème.

Cette précaution est nécessaire, parce que la semence de *salsola* est si petite qu'on ne voit pas les graines, et on ne pourroit pas les couvrir de terre si l'humidité ne les

enveloppoit. Au bout de 24 heures, la semence sort de terre.

Il y a des circonstances dans la culture de cette plante qui méritent attention. On peut se servir de tout engrais, excepté de la cendre ; le sol doit être éloigné des lacs qui contiennent de l'eau salée. Il paroîtroit résulter de-là que la potasse et le muriate de soude sont nuisibles à la prospérité de cette plante (1).

Au bout de cinq mois, la plante est propre à être brûlée ; on l'arrache de la terre et on la met, sans la lier, en petits tas ; on en forme, par la suite, des tas plus considérables d'environ cinq pieds de haut, qu'on expose au soleil, ayant soin que la plante ne soit pas comprimée.

On creuse alors, dans un sol compacte, un trou de 4 à 5 pieds de profondeur et de 2 ½ pieds de largeur; on frappe les parois de la fosse, qui deviennent lisses comme si elles étoient garnies de gypse ; on met du bois bien sec dans la fosse, on l'allume, et lorsqu'il est parfaitement brûlé on enlève la cendre. Sur la fosse on dispose des feuilles de l'agare ou d'autres plantes, sur lesquelles on met la *barille* de manière que dès la combustion tout ce qui tombe se réunit dans la fosse. Lorsqu'on a brûlé assez de plantes pour remplir le tiers de la fosse, on remue la masse avec un bâton; on brûle ensuite autant de plantes qu'il est nécessaire pour remplir la fosse ; on verse sur la masse 2 à 3 seaux d'eau pour la refroidir et la durcir, et on la couvre d'une couche de terre de 15 à 16 pouces d'épaisseur.

Au bout de 18 à 20 jours, on fait de côté une ouverture qui est aussi profonde que la fosse. Si la masse, dans la fosse, n'est pas fendue, on cherche à la diviser en quatre morceaux par de forts coups de marteau pour pouvoir l'enlever plus facilement.

Lorsque la fosse a la dimension mentionnée ci-dessus, la soude pèse 30 à 34 quintaux. On la conserve dans un

---

(1) Il faut cependant d'autres expériences pour regarder cette observation à la lettre comme exacte. Peut-être existe-t-il d'autres causes qui empêchent la croissance, et on les attribue, à tort, à la potasse et au sel marin. (*Note des Auteurs.*)

endroit clos, sur du bois, pour qu'elle ne soit pas en contact avec la terre. Les charbons et les cendres qui s'en détachent doivent être ramassés ; on en fait encore usage.

En 1782, Chaptal et Pouget de Cette firent des recherches sur la formation de la *barille* en France. Ils choisirent, pour cultiver les plantes, un terrain aux bords de la Méditerranée, où la *salicornia europæa* croît avec abondance ; ils y semèrent 16 à 19 onces de graines de *barille* qu'ils avoient reçues d'Espagne ; ils ont récolté à peu près 20 ½ livres de semence.

Chaptal brûla les tiges de la plante dans un fourneau de réverbère dont le dôme étoit enlevé. La chaleur n'étoit pas assez forte pour faire fondre la cendre ; mais lorsqu'il la fit chauffer dans un creuset, elle se fondit et ressembla parfaitement à la soude pierreuse. Par ce procédé elle perdit 20 pour 100.

Une analyse comparée de la soude de France et de celle d'Alicante, a convaincu Chaptal que la quantité de soude pure dans celle-ci étoit à l'autre comme 21 à 19. Cette différence provient sans doute d'une plus grande exactitude à laquelle on ne peut atteindre dans les expériences en petit.

On emploie la *barille* pour la préparation du verre cristal, du savon blanc, principalement pour la teinture de coton pour laquelle elle est plus propre que toute autre espèce de soude.

BARITE. Barytes, Terra ponderosa. *Baryterde*, *Schwererde*.

Cette terre n'est jamais pure dans la nature ; elle est combinée ou avec l'acide carbonique dans le witherite, ou bien avec l'acide sulfurique dans le sulfate de *barite*. On ne l'a trouvée encore que dans un seul fossile, dans l'harmotome (kreutzstein).

Schéele et Gahn sont les premiers qui aient distingué cette terre de la chaux. Bergmann l'a considérée comme une terre particulière, et la nomma *terre pesante*. Kirwan lui donna le nom de *barite* (du mot grec *baros*, pesant) : dénomination qui fut adoptée par Bergmann.

Nous devons ensuite aux expériences de Hope, Pelle-

tier, Fourcroy et Vauquelin, d'avoir fait connoître la *barite* dans son état de pureté. Bergmann et Schéele ne l'avoient examinée qu'unie à l'acide carbonique.

Pour obtenir la *barite* pure, Vauquelin a donné le procédé suivant. On mêle le sulfate de *barite* en poudre fine avec le huitième de son poids de charbon en poudre; on fait rougir le mélange pendant une heure dans un creuset. On convertit ainsi le sulfate en sulfure; on le dissout dans l'eau et on en précipite le soufre par l'acide nitrique; on filtre la dissolution, que l'on fait évaporer lentement pour obtenir des cristaux de nitrate de *barite*; on fait rougir le sel dans un creuset; lorsque tout l'acide est dégagé, la *barite* reste. Ce procédé ne donne pas la *barite* absolument pure; elle contient au moins 0,8 de carbonate de *barite*.

Hope a proposé le procédé suivant. On décompose le sulfate de *barite* avec le charbon en poudre par une forte chaleur; on dissout la masse dans l'eau, et on verse dans la liqueur filtrée du carbonate de soude. Il se précipite du carbonate de *barite* sous la forme d'une poudre blanche. On la lave et on en forme avec du charbon en poudre des boules qu'on fait rougir fortement dans un creuset. La plus grande partie de l'acide carbonique subit, dans cette circonstance, une décomposition; il se sépare de l'oxide de carbone. Si l'on verse ensuite de l'eau bouillante sur la masse, une partie de la *barite* se dissout et cristallise par refroidissement.

On peut aussi, par la décomposition du sulfate par la voie humide, obtenir cette terre.

A cet effet, on fait bouillir le sulfate pulvérisé dans une bassine d'étain avec 2 parties de carbonate de potasse et 4 d'eau; on agite pendant une heure avec une spatule de bois, et on remplace de temps en temps l'eau qui s'évapore. On verse sur le résidu une certaine quantité d'eau bouillante, on filtre, on lave avec soin la masse restée sur le filtre, et on la traite par l'acide muriatique. On filtre la dissolution muriatique, on l'évapore jusqu'à siccité et on fait ensuite rougir la masse saline; on la dissout après dans l'eau bouillante, et on fait cristalliser. On dissout les cristaux de muriate de *barite* dans l'eau, on précipite par

le carbonate de soude, et on traite ensuite le carbonate de *barite* comme ci-dessus.

Le carbonate de *barite* naturel (witherite) peut servir pour le même objet. On le pulvérise, on en forme une pâte avec l'huile, et on fait rougir fortement dans un creuset garni de charbon en poudre. On verse sur le résidu de l'eau bouillante, et la *barite* cristallise par le refroidissement.

La *barite* obtenue par le premier procédé, a une couleur grise blanchâtre; elle est poreuse; on peut la broyer facilement. Sa saveur est très-âcre, urineuse; plus forte que celle de la chaux, et moins vive que celle des alcalis. Elle détruit promptement les matières animales, et agit intérieurement comme poison. Elle verdit les couleurs bleues végétales.

Fourcroy estime sa pesanteur spécifique à 4, et Hassenfratz à 2,372.

A la température ordinaire des fourneaux, elle n'est pas fusible; elle se durcit cependant, et acquiert dans l'intérieur, une nuance de vert bleuâtre. Lorsqu'on la chauffe dans un creuset de charbon, ou sur un charbon à l'aide du chalumeau, elle répand une lumière phosphorique au moment où elle commence à rougir; elle se boursouffle, se fond, et coule en globules, qui pénètrent rapidement le charbon.

Lorsqu'on l'expose au contact de l'air, il se dégage du calorique, et elle présente tous les phénomènes de la chaux vive qu'on arrose d'eau. La *barite* ainsi éteinte absorbe l'acide carbonique, perd sa causticité et acquiert une augmentation de poids de 22 pour 100. Pour empêcher que la *barite* s'altère ainsi, il faut éviter le contact de l'air. Ces phénomènes sont encore plus prompts lorsqu'on place un morceau de *barite* sur la main; il paroît que la transpiration favorise ce changement.

Lorsqu'on expose à l'air de la *barite* fondue, bien caustique, dans une tasse de porcelaine, la dilatation de la *barite* fait casser le vase.

Quand on verse de l'eau sur la *barite*, elle s'éteint comme la chaux, mais l'action est bien plus rapide, et il se dégage plus de chaleur; la terre devient blanche et se gonfle

considérablement; l'eau est absorbée, et la masse paroît sous forme d'aiguilles blanches soyeuses.

Vingt parties d'eau froide peuvent dissoudre une de *barite*. Cette solution, appelée *eau de barite*, est transparente et sans couleur. Elle a une saveur âcre, caustique, verdit les couleurs bleues végétales, et les détruit enfin. Cette eau absorbe l'acide carbonique de l'atmosphère; il se forme à sa surface une pellicule de carbonate de *barite*. Lorsqu'on fait passer du gaz acide carbonique dans cette eau, elle se trouble, et le carbonate de *barite* se précipite.

L'eau bouillante dissout plus de la moitié de son poids de *barite*. La plus grande partie cristallise par le refroidissement. La forme des cristaux n'est pas toujours la même; cela dépend de la plus ou moins grande rapidité avec laquelle elle cristallise. Les cristaux les plus réguliers sont des prismes planes à 4 faces, à 2 côtés latéraux, qui sont plus larges que les deux autres. Lorsque la cristallisation s'opère lentement, les cristaux sont grands, séparés; ils sont petits, quand la cristallisation est rapide. Dans ces derniers cas, ils sont quelquefois tellement entrelacés qu'ils ressemblent aux feuilles de fougère.

La *barite cristallisée* est transparente et sans couleur; elle contient à peu près 0,53 d'eau. A la température de l'eau bouillante, elle entre en fusion aqueuse; à un degré plus élevé, l'eau s'évapore; elle absorbe l'acide carbonique de l'air, et reste sous la forme de poudre. A une température de 60 deg., 15,56 centig., elle est soluble dans 17 $\frac{1}{2}$ parties d'eau. L'eau bouillante la dissout en toute proportion, parce qu'elle entre, à cette température, en fusion aqueuse. (Voyez *Hope*, Edimb. Transact., t. 4.)

La *barite* se combine au phosphore et au soufre.

Lorsqu'on introduit un mélange de phosphore et de *barite* dans un tube de verre fermé à une de ses extrémités, et qu'on le chauffe sur des charbons ardents, il se forme un phosphure de *barite*. Ce phosphure est d'un brun foncé, brillant, et facilement fusible; lorsqu'on l'humecte, il répand l'odeur de gaz hydrogène phosphoré. Projeté dans l'eau, il se décompose peu à peu, et le gaz hydrogène

phosphoré s'enflamme à la surface du liquide; alors le phosphore se convertit en acide phosphorique.

Lorsqu'on fait rougir dans un creuset un mélange de soufre et de *barite*, il entre en fusion; on obtient une masse sans odeur, d'un jaune rougeâtre; c'est le sulfure de *barite*. En chauffant dans un creuset 8 parties de sulfate de *barite* avec 1 ½ partie de charbon, on forme la même combinaison.

Ce sulfure se décompose à l'air; il se forme d'abord un sulfite, ensuite un sulfate de *barite*. Il décompose l'eau avec rapidité, et il y a formation d'hydrogène sulfuré, qui se combine avec le sulfure de *barite*, et qui produit un sulfure hydrogéné. Ce changement a lieu lorsqu'on humecte d'eau le sulfure de *barite*, ou en l'exposant à l'humidité de l'air.

Lorsqu'on verse de l'eau bouillante sur le sulfure de *barite*, il se développe sur-le-champ une grande quantité d'hydrogène sulfuré, qui se combine en partie avec l'eau. Après le refroidissement, il se forme beaucoup de cristaux blancs, en prismes à 6 faces, quelquefois en lames. C'est une combinaison de l'hydrogène sulfuré avec la *barite*, appelée par Berthollet hydro-sulfure, et, selon Trommsdorff, hydro-thionate de *barite*. La liqueur surnageante est d'une couleur jaune, et contient bien plus de soufre. Berthollet appelle cette combinaison sulfure hydrogéné de *barite*.

On distingue d'après cela trois états de combinaison du soufre avec la *barite*. Dans la première, le soufre se combine avec la *barite*, lorsqu'on chauffe ces deux corps ensemble. On produit la seconde en faisant passer un courant de gaz hydrogène sulfuré dans de la *barite* délayée dans l'eau; c'est l'hydro-sulfure de *barite*. Il existe une combinaison intermédiaire : elle ressemble à l'hydro-sulfure, en ce que, comme lui, elle laisse dégager par les acides du gaz hydrogène sulfuré; et elle en diffère par le soufre qui s'en précipite; ce qui n'a pas lieu dans l'hydro-sulfure par les acides. Elle a aussi de l'analogie avec le sulfure; elle laisse sublimer du soufre; mais lorsque ce composé est sec, il ne se dégage pas de gaz hydrogène

sulfuré. Berthollet a appelé cette combinaison intermédiaire *sulfure de barite hydrogéné*.

La *barite* est sans action sur les métaux; mais elle se combine avec plusieurs oxides métalliques, et forme des composés qui ne sont pas encore examinés. Si l'on met de la *barite* dans une dissolution de nitrate d'argent ou de plomb, le premier se précipite en brun, et le dernier en blanc; un excès d'eau de *barite* redissout le précipité. (*Fourcroy* et *Vauquelin*, Mém. de l'Inst., t. 2, p. 61.)

La *barite* se combine avec l'alumine et la silice. Lorsqu'on fait bouillir dans de l'eau la *barite* avec l'alumine, elles se combinent, et forment deux composés. L'un, qui contient un excès de *barite*, reste dissous; l'autre, dans lequel l'alumine prédomine, forme une poudre insoluble. Lorsqu'on fait fondre dans un creuset de platine la *barite* avec la silice, elles se combinent; il en résulte une masse fragile, boursoufflée, d'un vert de pomme, soluble dans tous les acides, et pas entièrement dans l'eau. Quand on fait bouillir ce composé avec l'eau, il se partage en deux parties. L'une, contenant un excès de *barite* soluble dans l'eau, ne cristallisant pas : il paroît que la présence de la silice est un obstacle à sa cristallisation. L'autre est insoluble, et reste sous forme pulvérulente.

Lorsqu'on purifie la *barite* par le procédé ordinaire, elle n'est jamais exempte de silice; cela provient vraisemblablement des creusets. (*Vauquelin*, Annal. de Chim., t. 29, p. 273.) L'attraction de la *barite* pour la silice est tellement grande, qu'elle la sépare, d'après Guyton, de la potasse. (Annal. de Chim., t. 31, p. 248.) L'attraction entre l'alumine et la *barite*, n'est pas assez grande pour que les deux terres dissoutes dans l'acide puissent s'unir. Si l'on verse du muriate de *barite* dans une solution de muriate d'alumine, il ne se forme pas de précipité. (*Darracq*, Ann. de Chim., t. 40; *Chenevix*, Phil. Trans., 1802.)

Kirwan a examiné l'action de la chaleur sur plusieurs mélanges de silice et de *barite*. (*Irish*. Transact., t. 5.)

Parmi toutes les bases salifiables, c'est la *barite* qui a la plus grande attraction pour les acides, d'où provient la difficulté de décomposer les sels à base de *barite*.

La *barite* se combine avec les huiles; il en résulte une masse insoluble dans l'eau et dans l'alcool.

Fourcroy a assigné à la *barite* le premier rang des alcalis. Les motifs qui l'ont déterminé sont la grande énergie avec laquelle elle agit sur tous les corps, et surtout sur les substances animales; sa forte attraction sur les acides, qu'elle enlève à toutes les autres bases salifiables, et sa propriété de verdir les couleurs bleues végétales. *Voyez* ce qui a été dit sur cet objet à l'article ALCALI.

La *barite* est un réactif important pour découvrir l'acide sulfurique; selon Bergmann, elle en indique $\frac{1}{1000}$.

BARITE SULFATÉE. Barita sulphurica, Spathum ponderosum, Ponderosus vitriolatus *Wern. Schwerspath.*

Ce fossile se trouve dans plusieurs pays; il a une pesanteur spécifique considérable, d'où provient son nom. Elle va de 4,29 jusqu'à 4,47. On le trouve quelquefois en poussière, quelquefois compacte, souvent cristallisé. Sa forme primitive, selon Haüy, est un prisme droit à base rhombe. Les angles du rhombe sont de 101 degrés 30 min. et 78 degrés 30 min. Il y a 14 variétés de cristaux dont on trouve la figure et la description dans la *Cryst.* de Romé de Lille et dans le Traité d'Haüy. Les variétés qu'on trouve le plus fréquemment sont l'octaèdre à sommets cunéiformes, le prisme à 4 ou à 6 faces, et celle d'une table, c'est-à-dire d'un prisme droit à 6 faces, très-déprimé ou très-comprimé.

La *barite sulfatée* est sans éclat, brillante ou peu éclatante, opaque, quelquefois translucide aux bords; d'autres fois demi-transparente ou transparente. Ce fossile est dur; sa couleur est ordinairement blanche, avec une nuance de jaune, de rouge, de bleu ou de brun. Lorsqu'on le chauffe, il décrépite, il fond au chalumeau, et se convertit en sulfure de *barite.* Ce caractère sert à le distinguer du plomb carbonaté, avec lequel il a quelque ressemblance; mais le plomb carbonaté laisse, dans ces circonstances, un globule métallique. Il se dissout *sans effervescence* dans l'acide sulfurique bouillant; par-là il diffère du carbonate

naturel de *barite* et de strontiane. L'eau le précipite de cette dissolution.

Karsten ditingue 8 variétés de ce fossile.

1° La *barite sulfatée* terreuse, ou le spath pesant terreux. Il est en masse d'un blanc mat, composé de parties pulvérulentes ; il est rude au toucher. Cette variété est rare. On l'a trouvée en Hongrie, en Bohême, dans le Derbyshire et à Fresberg. On le reconnoît toujours à sa pesanteur spécifique.

2° *Barite sulfatée* compacte. Sa cassure est terne, et non lamelleuse ; elle est maigre au toucher. Selon Westrumb, elle est composée de

Sulfâte de barite . . .	83
Silice	6
Alumine	1
Sulfate de chaux . . .	2
Oxide de fer.	4
Eau	2
	98

3° *Barite sulfatée* lamelleuse. Le caractère de cette variété est la cassure lamelleuse, qui est en lames obliques ou droites. La plupart des variétés appartiennent à cette dernière espèce.

4° *Barite sulfatée* grenue. Elle est d'un blanc de neige, quelquefois grisâtre, jaunâtre ou rougeâtre ; elle a la texture grenue ou lamellaire des marbres statuaires ; mais elle s'en distingue facilement par sa pesanteur spécifique. Elle est composée, d'après Klaproth, de

Barite.	60
Acide sulfurique . . .	30
Silice	10
	100

5° *Barite sulfatée* commune. On la trouve le plus ordinairement de plusieurs nuances de blanc, souvent d'un rouge de chair, qui va au rouge brunâtre, rarement d'un noir grisâtre, plus rarement cristallisée et de couleur jaune de riz, de cire et de miel, en brun jaunâtre, en

vert d'olive et vert-de-gris ; le dernier va jusqu'au bleu céleste ou entre le bleu céleste et l'indigo ; quelquefois on la rencontre aussi de plusieurs nuances de gris, souvent aussi compacte et disséminée, et fréquemment cristallisée. Selon Klaproth, elle est composée de

Sulfate de barite. . . .	97,50
Sulfate de strontiane . .	0,80
Oxide de fer	0,10
Alumine	0,05
Eau	0,70
	99,15

6° *Barite sulfatée* pulvérulente. Elle est d'un blanc de neige, d'un gris jaunâtre et compacte. Sa consistance est entre le solide et le fragile.

7° *Barite sulfatée* en barre (bacillaire Haüy), en prismes alongés et profondément cannelés. Il ne faut point la confondre avec une variété de plomb carbonaté qui lui ressemble beaucoup.

8° *Barite sulfatée* radiée, spath de Bologne. Cette variété se rencontre sous la forme de boules rondes. Lorsqu'on casse ces boules, on voit qu'elles sont radiées du centre à la circonférence. Elle se trouve au mont Paterno, près de Bologne. Un cordonnier de cette ville, Vincenzo Casciarolo, surpris de la grande pesanteur spécifique de ces pierres, y soupçonna, dit-on, une substance métallique. Chauffant les pierres pour en retirer le métal, il remarqua une phosphorescence dans l'obscurité. On s'en sert encore aujourd'hui pour préparer le phosphore de Bologne. A cet effet, on pulvérise le fossile après l'avoir rougi ; on en forme une pâte avec la gomme adragante, et l'on en fait des gâteaux de l'épaisseur d'une lame de couteau. Lorsqu'ils sont secs, on les fait rougir entre les charbons dans un fourneau de réverbère.

On convertit ainsi le sulfate en sulfure ; aussi remarque-t-on, lorsqu'on humecte les gâteaux, qu'il se dégage du gaz hydrogène sulfuré. Si l'on expose ce composé pendant quelque temps à la lumière du jour, il luit dans l'obscu-

ité ; il perd cette propriété à la longue, et la reprend par l'incandescence. *Voyez* les Mémoires de Chimie de Marggraf, t. 2, p. 113.

Klaproth a examiné encore une *barite sulfatée* fibreuse qui se trouve à Neu-Leiningen dans le Palatinat ; il y a rencontré les mêmes proportions que dans le sulfate artificiel.

La *barite sulfatée* forme, dans les montagnes primitives, dans les montagnes secondaires et dans celles de transition, des filons assez puissants, et souvent riches en minérai métallique.

Elle ne constitue jamais des montagnes entières, rarement des couches ou de grandes masses. A Birmingham, on se sert de la variété terreuse dans les fonderies de cuivre. On prétend aussi que la substance que les Chinois font entrer dans la composition de certaines porcelaines, et qu'ils nomment *chekao*, est un sulfate de *barite*. Brongniart, qui a fait des expériences dans la même vue, trouva qu'on peut employer ce sel pierreux dans la porcelaine comme fondant, en place de feldspath ; mais la porcelaine qu'il donne, quoique d'une pâte assez fine, est grise, plus fusible et plus fragile que celle qui contient du feldspath ou tout autre fondant terreux. Quant aux autres fossiles appartenants au genre de *barite*, *voyez* WITHERITE et HÉPATITE.

BAROMÈTRE. Barometrum, Baroscopium. *Barometer*.

Cet instrument sert à mesurer les changements de pression de l'atmosphère. On le doit à Torricelli.

Ce physicien remplit un tube de verre de 30 pouces de long, fermé à l'une de ses extrémités avec du mercure ; il plongea l'ouverture du tube dans un vase rempli de mercure. Il observa que la colonne de mercure ne descendoit pas jusqu'au niveau, mais que le mercure se tenoit à une hauteur de 28 pouces environ. Il pensa que cet effet ne pouvoit avoir lieu que par une pression invisible égale au poids d'une colonne de mercure de la même hauteur. Torricelli s'est assuré qu'il étoit occasionné par la pression de l'air.

L'élévation de cette colonne, tantôt plus haute, tantôt

plus basse, lui a bientôt appris que cette pression étoit variable. Une échelle attachée derrière le tube lui servit à mesurer l'alongement ou le raccourcissement de la colonne, et à déterminer la pression de l'atmosphère.

On a imaginé toutes sortes de *barometres* pour rendre sensible le niveau du mercure, mais la plupart manquent leur but.

Pour les observations ordinaires, on se sert d'un tube placé dans une cuvette large, et pour celles qui doivent être plus exactes, on emploie le *barometre* à siphon (nommé ainsi d'après sa forme). Dans chaque *barometre*, il faut avoir égard aux circonstances suivantes.

1° Le tube ne doit pas être trop étroit; il faut qu'il ait au moins 2 lignes de diamètre, car dans les tubes étroits l'attraction du verre influe sur l'état du mercure.

2° Le mercure doit être purgé d'air et d'eau; il faut éviter, en remplissant le tube, que l'air ne reste entre le mercure et le tube.

3° L'échelle doit être très-exactement divisée.

4° Il faut avoir égard à la température, et la faire entrer dans les observations.

On ne s'éloigne pas beaucoup de la vérité, si, pour amener l'état du *barometre* à 0, on soustrait pour chaque degré au-dessus de zéro $\frac{1}{4320}$ de toute la longueur de la colonne de mercure, et si l'on additionne autant pour chaque degré au-dessous de 0.

Si l'on prend d'une série d'observations faites au même endroit, la moyenne arithmétique, on obtient la hauteur barométrique moyenne pour cet endroit. Chez nous elle est un peu au-dessus de 28 pouces.

Les changements du *baromètre* ne font connoître que la pression plus ou moins grande qu'exerce l'air; mais comme cette pression fait aussi varier le temps, on se sert du *baromètre* pour prédire le changement.

Dans la règle, si le mercure baisse au-dessous de la hauteur moyenne, il y aura du vent, de la pluie ou un temps variable; s'il est au-dessus, cela indique un temps serein. Ces indices sont d'autant plus probables, que les changements sont grands.

Le *baromètre* est un instrument important en chimie.

Par lui, le chimiste peut déterminer à quelle pression est exposé un fluide élastique ; ce qui influe sur son volume.

Le volume des gaz est toujours en raison inverse des forces comprimantes. En conséquence, connoissant l'état du *baromètre* et le volume d'un gaz qui y correspond, on peut facilement trouver le volume pour tout autre état du *baromètre*. Soit l'état du *baromètre* dans une expérience antérieure *a*, dans l'expérience présente *b*, le volume du gaz qui correspond au *baromètre* *v*, et *x* le volume pour la hauteur du *baromètre* *b*. Il s'ensuit (bien entendu les corrections faites par rapport à la température) que $a : b = x : v$, par conséquent $x = \frac{av}{b}$; ou bien on multiplie l'état du *baromètre* par le volume correspondant du gaz, et on divise le produit avec l'état du *baromètre* pour lequel on cherche le volume.

BASE. *Voyez* SELS.

BÂTIMENT DE GRADUATION. *Voyez* MURIATE DE SOUDE.

BATTITURE. *Voyez* FER.

BAUME. Balsamum. *Balsam*.

Le mot *baume* étoit autrefois une expression vague ; on le donnoit à toutes substances végétales résineuses qui avoient une odeur aromatique agréable. On avoit ainsi rangé sous la même dénomination des résines sèches et liquides, des gommes-résines et des substances d'une nature toute différente. Bucquet a déterminé la valeur de l'expression de *baume*, en 1774, en l'assimilant à toutes les résines qui contenoient de l'acide benzoïque. Il range dans la classe des *baumes* le benjoin, le storax, les *baumes* du Pérou et de Tolu. On a ensuite trouvé d'autres substances qui jouissent des mêmes propriétés, telles que la résine dans la vanille et dans la cannelle ; car les cristaux blancs qui couvrent la vanille sont de l'acide benzoïque ; cet acide se sépare aussi de l'eau de cannelle par le refroidissement.

Hatchett a trouvé que les *baumes* sont solubles dans

l'acide sulfurique. La solution est transparente, d'un rouge cramoisi foncé. Pendant que la dissolution s'opère, il se forme de l'acide sulfureux, de l'acide carbonique et benzoïque. Il en a retiré une quantité considérable de tannin et de charbon. *Voyez* l'article TANNIN.

BAUME DE COPAHU. Balsamum Copaivæ. *Copaiva Balsam.* On obtient cette substance du *copaiba officinalis*, arbre qui croît dans l'Amérique méridionale et aux Indes occidentales. On y fait des incisions par où coule le *baume*. Sa couleur est jaune, son odeur particulière, et sa saveur âcre. Au commencement, il a la consistance d'une huile, mais successivement il devient épais comme le miel.

Le *baume* qui vient du Brésil est plus volatil, moins coloré ; son odeur est plus agréable. Celui des Antilles est plus jaune, plus visqueux et d'une odeur moins agréable. Sa pesanteur spécifique est de 0,95 ; il est parfaitement soluble dans l'alcool et dans l'éther.

Distillé avec l'eau, il fournit une huile incolore très-fluide, qui a l'odeur et la saveur du *baume*. Huit onces de *baume de Copahu* fournissent 3 onces 2 gros de cette huile, dont la pesanteur spécifique est de 0,9. Il faut 3 parties d'alcool pour la dissoudre.

Ce qui reste dans la cornue est semblable à une résine. Une demi-once de cette résine donne, à la distillation sèche, beaucoup de gaz hydrogène carboné, un liquide acide en plus grande quantité que ne donnent 4 onces de *baume de Copahu*, de même une huile très-foncée et très-épaisse. Le charbon est aussi plus considérable que celui qu'on obtient par la distillation du *baume*.

Si l'on distille 4 onces de *baume* au bain de sable à une température de 230 degrés Réaumur, on obtient 3 onces ½ gros d'huile jaunâtre d'une odeur désagréable. Il se dégage en même temps 81 *mesures d'once* de gaz dont l'eau de chaux absorbe 9 mesures ; le reste brûle avec une flamme jaune huileuse donnant beaucoup de suie. Il reste un charbon léger brillant, qui pèse 32 grains. Il passe avec l'huile quelques gouttes d'une liqueur incolore acide. L'acide nitrique distillé avec le *baume de Copahu* forme une petite quantité d'une huile épaisse d'un vert de

omme ; on trouve dans le récipient une masse bour-oufflée qui a, comme celle restant dans la cornue, les ropriétés des résines.

Baume du Pérou. Balsamum Peruvianum. *Peruvianischer Balsam.*

On retire ce *baume* du *myroxylon peruiferum*, arbre qui roît dans des contrées chaudes de l'Amérique méridionale. On en distingue 4 espèces : le *baume* qui coule par es incisions faites au végétal, le *baume* en coquilles, le *aume* sec ou dur, et le *baume* obtenu par la décoction.

Le premier est rare en Europe; il a une couleur d'un aune blanchâtre, est assez épais, et d'une odeur forte ; lans le pays même, on le conserve dans des flacons bien ouchés. La seconde et la troisième espèces diffèrent peu le la première; on les apporte en Europe dans des coques le cocos. La quatrième, obtenue par la décoction des corces et des branches de l'arbre, est noire, a une odeur gréable de benjoin.

La saveur du *baume du Pérou* est âcre et un peu amère. a pesanteur spécifique est, selon Dœrfurt, de 1,345, et elon Lichtenberg, de 1,150. Il est inflammable; l'alcool e dissout en totalité. D'après Lichtenberg, il exige 5 parties d'alcool pour se dissoudre. Il ne se dissout pas entièrement dans l'éther; il reste un résidu. L'eau dissout une partie d'acide benzoïque. L'acide sulfurique forme avec ui une dissolution transparente d'un rouge cramoisi, qui n'est pas solide ; il se décompose peu à peu; le dernier produit est du charbon. Cent grains de *baume de Pérou* ont donné, en le traitant par l'acide sulfurique, 64 de charbon et beaucoup de tannin. Voyez *Hatchett*.

L'acide nitrique chauffé avec ce *baume* fait une vive effervescence, et le colore en jaune orangé. Il devient plus clair; le *baume* se dépose ensuite au fond de la liqueur acide. Si l'on distille 12 parties d'acide nitrique étendu de la moitié de son poids d'eau avec 1 partie de *baume*, cette substance reste sans être décomposée. Le produit distillé a l'odeur d'amandes amères ; il contient de l'acide prussique et de l'acide benzoïque. Le résidu dans la cornue, après le refroidissement, est en masse

cristalline, soluble en petite quantité dans l'eau bouillante. Il se sépare par le refroidissement une substance floconneuse pulvérulente d'un blanc jaunâtre.

Les alcalis et le jaune d'œuf dissolvent le *baume du Pérou;* il est insoluble dans les huiles volatiles et grasses. Lorsqu'on le divise dans ces huiles par l'agitation, il s'en sépare par le repos; ce qui est une preuve de sa bonté.

A la distillation, il fournit une huile, de la résine et de l'acide benzoïque. La potasse produit la même action que la chaleur.

Les parties constituantes du *baume du Pérou* ne sont pas encore bien connues. D'après les expériences de Lichtenberg, il paroît être un suc particulier de végétaux, qui contient de l'acide benzoïque, et qui, selon les réactifs employés, se décompose dans plusieurs produits.

Baume de Tolu. Balsamum Tolutanum. *Balsam von Tolu.*

Ce *baume* est assez rare; il coule par des incisions faites à l'écorce du *toluifera balsamum*, arbre qui croît dans l'Amérique méridionale.

Il est liquide, mais un peu épais; quelquefois il est sec. Sa couleur est d'un jaune verdâtre; son odeur est analogue au benjoin; sa saveur est amère et âcre comme celle de la plupart des autres *baumes*. Lorsqu'il est desséché, il est fragile et se brise facilement.

Selon Hatchett, il se dissout dans les alcalis. Lorsqu'on le dissout dans la plus petite quantité de potasse, il perd son odeur et prend celle des girofles, qui est encore sensible aux organes après quatre mois. Il se dissout dans l'acide sulfurique, et se comporte avec lui, selon Hatchett, comme le *baume* du Pérou. Il obtint du tannin et 0,45 de charbon. L'acide nitrique le dissout et présente les mêmes phénomènes qu'avec les résines. La solution répand une odeur d'amandes amères, ce qui prouve, suivant Hatchett, qu'il se forme de l'acide prussique. Il seroit, d'après cela, analogue au *baume* du Pérou.

BDELLIUM. Gommi bdellium. *Bdellium.*

Cette substance est une gomme-résine qui nous vient de l'Inde orientale et du Levant. Le végétal qui fournit le

dellium n'est pas encore connu. On l'apporte en fragnents d'une forme indéterminée. Sa couleur est d'un orun rougâtre; son odeur est assez agréable, et sa saveur rès-amère. Il se ramollit facilement entre les doigts et oar la chaleur; lorsqu'on le mâche il s'attache aux dents. L'alcool en dissout une partie, l'eau en prend encore olus. Sa pesanteur spécifique est, selon Brisson, de ,371.

BENJOIN. Benzoe, Assa dulcis. *Benzoe.*

On a donné ce nom à une substance rangée parmi les baumes.

C'est une espèce de résine fragile, d'un brun clair, pourvue de taches jaunes d'une odeur agréable. Lorsqu'on la chauffe, l'odeur devient encore plus suave; si la température est suffisamment élevée, il se volatilise de l'acide benzoïque. L'alcool dissout le *benjoin*: il est insoluble dans l'eau; celle-ci s'empare cependant d'une partie de son acide. L'acide sulfurique le dissout; il se passe les mêmes phénomènes qu'avec les baumes. Sa pesanteur spécifique est de 1,092.

L'analyse exacte de cette substance nous manque. On s'en sert pour fumigations et pour en séparer l'acide benzoïque.

Pendant long-temps on avoit des doutes sur le végétal qui fournit le *benjoin*; mais Dryander a prouvé que l'arbre qui croît à Sumatra est le *styrax benjoin.*

Les nouvelles connoissances acquises sur les arbres qui fournissent le *benjoin*, à Bourbon et à l'Ile-de-France, ont jeté plus de lumière sur l'origine du *benjoin*. On trouve le *benjoin* seulement dans de vieux troncs; l'extérieur des vieux arbres n'indique pas qu'ils contiennent le *benjoin*; ce n'est qu'en enlevant l'écorce qu'on l'aperçoit. On le trouve ordinairement en gâteau brun, qui est recouvert au commencement d'une pellicule mince fragile. Lorsqu'on la casse, on voit l'intérieur rempli d'une eau rougeâtre, sans odeur et n'ayant que très-peu de saveur.

D'après les expériences, cette eau ne paroît avoir aucun rapport avec les sucs laiteux des végétaux dont sont formées les résines. Il paroît que l'eau de pluie se filtre à

travers les fibres du bois et entraîne le *benjoin* divisé dans l'arbre. Le *benjoin* n'est pas dissous dans la liqueur, mais seulement suspendu de manière qu'on pourroit appeler le *benjoin* accumulé sous l'écorce de l'arbre, un *stalactite végétal*. Beauvais a fait voir que le *benjoin* étoit divisé dans les fibres du bois. En traitant le bois, il observa sur un morceau qui n'avoit point été brûlé, une croûte blanche d'acide benzoïque. (Dict. des Scienc. natur., t. 4, p. 304.)

BENZOATES. L'acide benzoïque se combine avec toutes les bases salifiables. Les *benzoates* à base d'alcali ont une saveur particulière, douceâtre, et l'acide benzoïque peut être séparé de la plupart par la chaleur.

Tous ces sels sont infiniment plus solubles dans l'eau que l'acide benzoïque lui-même. Ils sont décomposables par les acides sulfurique, nitrique, phosphorique et tartarique.

Les *benzoates* terreux possèdent également ces propriétés. L'acide benzoïque n'agit que foiblement sur la plupart des métaux; mais il dissout leurs oxides. On obtient aussi ces sels en versant un *benzoate* alcalin dans les dissolutions métalliques.

Acide benzoïque et Alcalis.

1° *Benzoate d'ammoniaque*. L'acide benzoïque se combine avec l'ammoniaque et forme un sel qui cristallise difficilement (d'après Fourcroy il cristallise facilement). Ses cristaux sont en forme de barbe de plume, et très-solubles. Lorsque ce sel est desséché, il reste sur les parois du vase un enduit sous la forme de figures dendritiques. Ce phénomène a lieu avec la plupart des *benzoates*. Ce sel est volatile; tous les acides et toutes les bases salifiables le décomposent.

2° *Benzoate de potasse*. Lorsque ce sel est parfaitement neutre, il cristallise en petites aiguilles qui sont déliquescentes. S'il y a un léger excès d'acide, les cristaux n'attirent pas l'humidité de l'air, mais ils sont facilement solubles dans l'eau. L'alcool froid dissout à peine quelques

traces de ce sel ; l'alcool bouillant en dissout une plus grande quantité. Ce sel se précipite par le refroidissement. A un feu violent, il perd entièrement son acide. Il a une saveur saline âcre. Tous les acides le décomposent. Les solutions de barite et de chaux y forment un précipité.

3° *Benzoate de soude*. La combinaison neutre de l'acide benzoïque avec la soude donne des cristaux en aiguilles, qui s'effleurissent à l'air. Ce sel est très-soluble dans l'eau, mais non dans l'alcool. Il a une saveur âcre, douceâtre. Il est décomposé par les mêmes substances que le *benzoate* de potasse. On le trouve quelquefois dans l'urine des mammifères herbivores.

Benzoates terreux.

1° *Benzoate d'alumine*. L'alumine desséchée est à peine attaquée par l'acide benzoïque ; mais l'alumine, nouvellement précipitée et encore humide, se dissout dans l'acide benzoïque. Ce sel forme, d'après Fourcroy, des cristaux dendritiques, et, d'après Trommsdorff, une masse cristalline. Il est très-soluble et déliquescent, sa saveur est acerbe et astringente. Le feu et presque tous les acides le décomposent.

2° *Benzoate de barite*. Le carbonate de barite se dissout avec effervescence dans l'acide benzoïque à l'aide de l'eau bouillante. La dissolution neutre donne des cristaux en aiguilles, inaltérables à l'air, difficilement solubles dans l'eau froide, d'une saveur amère, piquante, et dont l'acide se volatilise en le faisant rougir. Il est décomposé par les sulfates et par les acides forts.

3° *Benzoate de chaux*. Si l'on broie du carbonate de chaux avec l'acide benzoïque et de l'eau froide, il y a dissolution accompagnée d'effervescence qui laisse après l'évaporation des aiguilles fines. Les cristaux sont d'une saveur acide douceâtre, se dissolvent facilement dans l'eau, et sont décomposés par le feu. La décomposition a aussi lieu par les acides. La barite enlève l'acide et il se précipite un *benzoate* de barite. Le *benzoate de chaux* se rencontre abondamment dans l'urine de vache.

4° *Benzoate de strontiane*. La strontiane se dissout

avec facilité dans l'acide benzoïque, et donne un sel qui cristallise en lames hexaèdres. Si l'acide est prédominant, il cristallise en aiguilles longues tronquées. Les cristaux restent secs à l'air; mais ils y perdent leur éclat. Par le feu, l'acide benzoïque se volatilise.

5° *Benzoate de magnésie.* L'acide benzoïque dissout facilement le carbonate de magnésie. La dissolution fournit par l'évaporation des cristaux en barbe de plume, très-solubles dans l'eau, d'une saveur amère, et qui s'effleurissent à l'air; le feu fait volatiliser l'acide.

Benzoates métalliques.

1° *Benzoate d'antimoine.* L'antimoine métal ne se dissout pas dans l'acide benzoïque, mais bien son oxide blanc d'après Trommsdorff. La dissolution ne donne pas des cristaux déterminés; ils se dessèchent et ressemblent à une masse saline, inaltérable à l'air, soluble dans l'eau et dans l'alcool, décomposée par la chaleur, les alcalis et les terres. L'acide benzoïque ne précipite point l'antimoine de sa dissolution dans les acides forts.

2° *Benzoate d'arsenic.* L'oxide blanc d'arsenic se dissout à l'aide de l'ébullition dans l'acide benzoïque liquide. On obtient par évaporation de petits cristaux en forme de barbe de plume, solubles dans l'eau chaude. La saveur de ce sel est acide et âcre. Les alcalis ne précipitent point cette dissolution; mais le contraire a lieu quand ils sont combinés avec l'hydrogène sulfuré. A une chaleur douce, ce sel se sublime; une chaleur forte le décompose.

3° *Benzoate de plomb.* Le plomb métallique se dissout très-difficilement dans l'acide benzoïque. Si on le fait bouillir avec cet acide, il devient terne à la surface, et il s'en dissout une petite quantité. Les oxides de plomb se dissolvent au contraire très-facilement à l'aide de l'ébullition; la solution est d'une saveur douceâtre, acerbe. L'évaporation fournit le *benzoate de plomb* en lames d'une couleur blanche éclatante, soluble dans l'eau et dans l'alcool. Ce sel est inaltérable à l'air; la chaleur en volatilise l'acide. Les acides sulfurique et muriatique le décomposent en s'emparant de la base. Les hydro-sulfures alcalins en

précipitent un sulfure de plomb, et les alcalis carbonatés un carbonate de plomb.

4° *Benzoate de fer.* L'oxide de fer se dissout facilement dans l'acide benzoïque ; il n'en est pas de même du fer métallique. La dissolution dans laquelle l'acide prédomine toujours un peu, donne par l'évaporation des cristaux rhomboïdaux d'une couleur jaune qui ont une saveur douceâtre. Ce sel est efflеurescent à l'air ; la chaleur le décompose ; il se dissout dans l'eau et dans l'alcool, et dépose un peu d'oxide de fer. L'acide gallique précipite sa dissolution en noir, les prussiates alcalins en bleu. Les alcalis purs ou carbonatés, ainsi que les acides, décomposent ce sel, les premiers en s'emparant de l'acide, et les derniers en s'unissant à la base ; le feu le décompose. Les sels ferrugineux oxidés au *maximum* sont précipités par le *benzoate* de potasse ; le dépôt est d'un rouge de brique, difficilement soluble dans l'eau : c'est du *benzoate de fer.*

5° *Benzoate d'or.* L'oxide d'or nouvellement précipité se dissout en petite quantité dans l'acide benzoïque. La dissolution donne des cristaux indéterminés, peu solubles dans l'eau, insolubles dans l'alcool, et inaltérables à l'air. Le feu volatilise l'acide, et l'or reste à l'état métallique.

6° *Benzoate de cobalt.* L'oxide de cobalt se dissout en petite quantité dans l'acide benzoïque ; le sel cristallise en lames ; l'eau le dissout ; il est précipité par les alcalis comme tous les *benzoates* métalliques.

7° *Benzoate de cuivre.* Le cuivre précipité du nitrate par le carbonate de soude, se combine aisément avec l'acide benzoïque. Le sel obtenu de cette dissolution est d'un vert foncé, et cristallise en aiguilles ; il est peu soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool ; il s'effleurit légèrement à l'air ; le feu, les acides et les alcalis le décomposent.

8° *Bonzoate de manganèse.* L'oxide blanc de manganèse se dissout dans l'acide benzoïque. La solution fournit par l'évaporation des écailles cristallines très-solubles dans l'eau et peu dans l'alcool. Ce sel est inaltérable à l'air ; le feu le décompose.

9° *Benzoate de nickel.* L'oxide de nickel se dissout dans

l'acide benzoïque ; la solution est d'une couleur verte, ne fournit pas de cristaux par l'évaporation ; il reste une masse saline lamelleuse, assez soluble dans l'eau, et en partie soluble dans l'alcool ; le sel contient toujours un excès d'acide benzoïque.

10° *Benzoate de platine.* L'oxide de platine donne, par l'ébullition avec l'acide benzoïque, de petits cristaux jaunes étoilés inaltérables à l'air, peu solubles dans l'eau, et insolubles dans l'alcool ; le feu le décompose ; il reste un résidu jaune.

11° *Benzoate de mercure.* L'oxide de mercure obtenu du nitrate par la soude se combine avec l'acide benzoïque ; ce sel est toujours avec excès d'acide. Il reste, après l'évaporation, une poudre blanche, inaltérable à l'air. L'eau dissout ce sel, mais avec assez de difficulté ; l'alcool ne le dissout pas ; une chaleur douce le fait sublimer, une plus forte le décompose ; les acides sulfurique et muriatique le décomposent ; les alcalis caustiques en précipitent le mercure en oxide jaune.

12° *Benzoate d'argent.* L'oxide d'argent se dissout en petite quantité dans l'acide benzoïque. Ce sel se prépare plus facilement en versant du *benzoate* de potasse dans le nitrate d'argent ; le *benzoate* métallique se précipite en poudre spongieuse. Il se dissout facilement dans l'eau chaude, d'où il se dépose après le refroidissement ; l'alcool le dissout à peine. A l'air il est inaltérable ; à l'ombre les rayons solaires le brunissent. La chaleur décompose ce sel ; l'acide se volatilise, et l'argent reste à l'état métallique.

13° *Benzoate d'urane.* Richter obtint ce sel en précipitant le nitrate d'urane par le *benzoate* de potasse. Les caractères de ce sel ne sont pas encore décrits.

14° *Benzoate de bismuth.* L'oxide de bismuth se dissout facilement dans l'acide benzoïque. La dissolution donne de petits cristaux blancs en aiguilles inaltérables à l'air, et difficilement solubles dans l'eau.

Par la dissolution, une grande partie d'oxide de bismuth se précipite, probablement combiné avec un peu d'acide benzoïque. Les acides sulfurique, nitrique et mu-

riatique décomposent ce sel, la chaleur volatilise aussi l'acide.

15° *Benzoate de zinc.* L'acide benzoïque dissout l'oxide blanc de zinc préparé par le feu; l'acide prédomine cependant toujours. La dissolution claire donne des cristaux dendritiques qui s'effleurissent; ils sont solubles dans l'eau et dans l'alcool; ils ont une saveur douceâtre astringente. La chaleur en volatilise l'acide.

16° *Benzoate d'étain.* Trommsdorff ne pouvant pas réussir à combiner l'étain métallique ou oxidé avec l'acide benzoïque, parvint à obtenir ce *benzoate* en versant dans un muriate d'étain un *benzoate* de potasse. Ce procédé est préférable pour la préparation des *benzoates* métalliques.

Le *benzoate d'étain* paroît sous forme pulvérulente, se dissout difficilement dans l'eau tiède, et point dans l'alcool; la chaleur le décompose. Voyez *Lichtenstein* dans les nouvelles Découvertes de Crell, t. 4, p. 2, et *Trommsdorff*, Journ. de Pharm., t. 1, p. 162.

D'après les expériences de Trommsdorff, les bases salifiables doivent être placées dans l'ordre suivant :

Oxide d'arsenic.	Barite.
Potasse.	Chaux.
Soude.	Magnésie.
Ammoniaque.	Alumine.

BÉRIL. Silex berillus *Wern.* *Beryll.*

Ce nom se trouve dans Pline, qui en distingue plusieurs espèces : l'une vert de mer, l'autre plus pâle s'approchant de l'éclat de l'or (peut-être la chrysolite des modernes), et une autre de couleur d'hyacinthe; on doit remarquer cependant que l'hyacinthe de Pline n'étoit pas d'un jaune orangé, mais bleuâtre, etc. Les minéralogistes modernes ont donné à ce fossile, à cause de sa couleur vert de mer, le nom d'*aigue-marine.* Haüy a démontré que le *béril* avoit la même structure que l'émeraude; l'analyse a pleinement confirmé l'assertion d'Haüy.

La couleur du *béril* est d'un vert de mer, quelquefois

bleue, jaune et même blanche. Souvent le même échantillon a plusieurs de ces nuances. On le trouve dans l'île de Ceylan, dans plusieurs contrées de l'Inde, au Brésil, particulièrement en Sibérie et en Tartarie, où il existe des cristaux de *béril* d'un pied de long.

Vauquelin, Rose et Klaproth en ont fait l'analyse, dont voici le résultat.

	VAUQUELIN,	ROSE,	KLAPROTH.
Silice	69	69,5	66,45
Alumine	13	14	16,75
Glucine.	16	14	15,5
Chaux	0,5		
Oxide de fer.	1	1	0,6
	99,5	98,5	99,3

Les autres propriétés de ce fossile sont décrites à l'article EMERAUDE. L'analyse du *béril* a conduit Vauquelin à la découverte d'une nouvelle terre, la *glucine*.

BEURRE. Butyrum. *Butter*.

Le *beurre* est une espèce d'huile solide animale, séparée du lait, qu'on unit à d'autres aliments pour lui donner plus de goût.

L'auteur le plus ancien qui fasse mention du *beurre* est Hérodote; car dans la Bible (Hiob, chapitre 20, verset 17, et chapitre 24, verset 6) il n'est pas question du *beurre*, mais d'un lait gras, comme Michaelis l'a démontré. Hérodote dit des Scythes : « Ils versent le lait de leurs juments dans des vaisseaux de bois qu'ils font fortement agiter par des esclaves aveugles; on sépare soigneusement la partie qui surnage, parce qu'on la regarde plus délicieuse que la couche inférieure ».

Hippocrate s'exprime encore plus clairement sur cet objet. Il dit : « Les Scythes agitent fortement le lait de leurs juments dans des vaisseaux de bois; ils le font *mousser*; la partie grasse qui est plus légère vient à la surface, et se convertit en ce qu'on appelle *beurre*. » Dans la suite de ce passage, il distingue aussi la matière caséeuse et le serum. Les Grecs et les Romains ont connu le *beurre* plus

tard; ils s'en servoient d'abord pour en faire des onguents. L'huile remplaçoit, chez eux, le *beurre*, comme cela existe encore aujourd'hui chez plusieurs peuples du midi. Ils ne paroissent pas non plus avoir connu l'art de le solidifier par le lavage et par le sel.

Le premier écrivain romain qui emploie le mot *butyrum*, est Columella.

Pour préparer le *beurre*, on laisse reposer le lait pendant quelque temps; il se réunit à sa surface un liquide épais, gras, d'une couleur jaunâtre qu'on nomme *crême*. C'est un composé d'une huile grasse particulière (le *beurre*) et d'une petite quantité de matière caséeuse. La température la plus favorable pour séparer la crême, est celle de 53° à 55° Fahr., 12 centig. Lorsque la température surpasse 17° centig., la séparation devient difficile, parce que le tout commence à s'aigrir et à se coaguler; à une température de 4° centig., la crême ne se sépare pas parfaitement : elle acquiert une saveur amère, désagréable.

A l'aide d'un mouvement continu qu'on fait éprouver à la crême, elle se divise en 2 parties, en *beurre* et en un liquide qui ressemble au lait décrêmé.

On laisse la crême encore quelque temps à l'air avant d'en extraire le *beurre*. L'opération sur la crême aigre est plus facile que celle sur la crême fraîche. Si l'on considère que 1° lorsqu'on emploie la crême très-acide, le lait de *beurre* n'est pas si acide que la crême; 2° que, dans tous les cas, le *beurre* est doux, on voit que l'acide qui s'étoit développé dans la crême, avant qu'on ne l'agitât, est disparu en grande quantité; aussi plusieurs personnes ont-elles remarqué que la crême battue absorbe une quantité considérable d'air (*Mid-Lothian*, Repor. fort., 1795). Il se dégage en outre, pendant l'agitation, un gaz qui est probablement du gaz acide carbonique. Young prétend avoir remarqué, pendant l'opération, une élévation de température de 4 degrés.

Les faits cités montrent clairement que la crême subit des changements chimiques pendant qu'on forme le *beurre*. Par le mouvement, ses parties constituantes sont en contact plus intime, et peuvent agir davantage les unes sur

les autres. Le dégagement du gaz acide carbonique paroît être la cause que le lait de *beurre* est moins acide ; tandis que d'autres phénomènes font présumer que la partie huileuse de la crême absorbe de l'oxigène pour passer à l'état de *beurre*. (*Fourcroy*, Ann. de Chim., t. 7.)

Parmentier prétend que le *beurre* est entièrement formé dans la crême. Il remarque que la crême a toutes les propriétés d'une substance grasse, qu'elle a une pesanteur spécifique moindre que celle du lait, et qu'elle devient rance, ce qui l'autorise à croire que le *beurre* est contenu dans la crême, combiné foiblement avec d'autres substances, combinaison qui peut être rompue par l'agitation. Il a étayé son opinion de l'expérience suivante : il enleva toutes les parties séreuses à la crême, en la mettant sur du papier brouillard. La matière qui resta sur le papier a été recueillie et étendue d'une petite quantité d'eau distillée pour remplacer le sérum imbibé. On a agité ce liquide à la manière accoutumée, et on obtint du *beurre*. La partie aqueuse qui resta étoit sans saveur. Cela prouve, selon Parmentier, que les parties salines du sérum ne servent pas de liaison pour combiner le *beurre* avec les autres parties constituantes de la crême.

On versa quelques gouttes de vinaigre dans la crême fraîche pour agir sur la partie caséeuse, mais il ne favorisa pas la séparation du *beurre*; elle étoit plutôt différée et le *beurre* contenoit quelques matières caséeuses. Parmentier en conclut que la rapidité avec laquelle le *beurre* se sépare de la crême, dépend moins d'un acide développé que d'une espèce de fermentation par laquelle l'acide se forme. (Journ. de Phys., t. 38.)

Ces faits ne prouvent nullement que le *beurre* existe dans la crême, et ils ne détruisent pas la première opinion que l'huile de la crême devient *beurre* en absorbant de l'oxigène.

L'attraction de l'huile, pour les autres parties de la crême, et est si grande, qu'elle ne se sépare pas complétement ; le lait décrêmé contient toujours un peu de *beurre*. Le serum lui-même contient du *beurre* qu'on peut en séparer en l'agitant. Douze mesures (1) de petit-lait donnent presque une livre de *beurre*.

---

(1) La mesure de Berlin, nommée *quart*, contient à peu près 3 livres d'eau. (*Note des Traducteurs.*)

Le *beurre* est plus ou moins jaune ; cela dépend non seulement de la nourriture des vaches, mais aussi de leur constitution corporelle ; car les vaches qui ont le même pâturage donnent du *beurre* d'une nuance différente. L'air ne paroît pas être sans influence. La crême ancienne donne du *beurre* plus jaune que la crême fraîche. Le *beurre* qui est blanc au commencement devient plus jaune à la longue ; la surface est aussi plus jaune que son intérieur. Il a la propriété d'une huile concrète, et se mêle facilement avec les autres substances huileuses.

Conservé long-temps, il devient rance. Ce changement a surtout lieu pour les parties étrangères qui y sont mêlées. Lorsqu'on a employé un lavage soigné pour enlever le serum et la matière caséeuse, cette altération arrive bien plus tard. Par la fusion du *beurre*, on peut en séparer le sérum et la matière caséeuse en grande partie ; on trouve aussi que le *beurre* fondu se conserve bien plus long-temps.

Fourcroy renferma du *beurre* dans un tube de verre d'un pouce de diamètre ; il le trempa dans l'eau à 63° Fahr., 17,22 centig. ; le *beurre* se divisa en 3 parties : la couche supérieure contenoit la matière caséeuse remplie de bulles d'air, celle du milieu étoit du *beurre*, et la couche inférieure n'étoit que de l'eau.

On conserve encore le *beurre* en le mêlant avec le sel. Dans quelques laiteries d'Angleterre, on se sert d'un composé d'une partie de sucre, d'une partie de nitre et de 2 parties du meilleur sel d'Espagne ; on prend 1 partie de cette poudre contre 16 parties de *beurre*. Le *beurre* ainsi salé se conserve plusieurs années.

La consistance du *beurre* varie ; le plus solide vient du lait de vache et de chèvre ; celui de brebis est toujours mou ; celui des ânesses, des juments et surtout celui des femmes n'a que la consistance de la crême.

Le *beurre* frais fond à une température de 72^d Fahr., 22,22 centig. Selon Erxleben, il exige une température de 84° ; à 88°, 31,11, centig., il est parfaitement liquide. Après la fusion et le refroidissement, le *beurre* se solidifie ; mais son odeur et sa saveur ont changé. Il est demi-transparent,

d'un tissu grenu, presque sans saveur et semblable à la graisse animale.

Lorsqu'on distille le *beurre* dans une cornue, il passe une petite quantité d'eau d'une saveur âcre; la plus grande quantité de *beurre* passe comme une huile épaisse, d'une odeur empyreumatique. Il se dégage beaucoup de gaz hydrogène carboné; d'une livre de *beurre*, il reste une demi-once de charbon. Ce charbon est difficile à incinérer; il contient un peu de phosphate de chaux. Une deuxième distillation rend l'huile plus légère et plus fluide. Dans une grande cornue qui contient beaucoup d'air, il se forme plus d'eau et de l'acide acétique.

Le *beurre* fondu se combine avec le phosphore et avec le soufre.

L'acide sulfurique brunit et carbonise le *beurre*; l'acide nitrique l'oxide. Les autres acides n'agissent pas sur le *beurre*.

Les alcalis dissolvent le *beurre* avec facilité. Avec la soude, il forme un savon solide qu'on peut employer avec avantage en médecine.

La potasse constitue avec lui un savon mou, jaune, d'une odeur agréable; l'ammoniaque forme avec lui un savon visqueux. La barite, la strontiane et la chaux se combinent avec lui et le solidifient.

A l'aide de la chaleur, les oxides métalliques se combinent avec le *beurre* et forment des savons métalliques plus ou moins solubles, d'une consistance d'emplâtre. A chaud, le *beurre* décompose les nitrates métalliques, et leur enlève l'oxide avec lequel il se combine.

Plusieurs substances végétales se combinent avec le *beurre*, les gommes, le sucre, etc. Trituré avec la gomme et le sucre, il devient missible à l'eau et forme une émulsion. Par la fusion, on peut le combiner avec les résines, gommes-résines et les baumes. Il s'unit aussi au camphre et à la matière colorante; on profite de cette circonstance pour colorer le *beurre*: on emploie à cet effet des carottes, du curcuma, etc., qu'on mêle avec la crême avant de la battre. Parmentier prétend que si le principe colorant est de nature résineuse, le *beurre* s'en colore; mais s'il est d'une nature extractive, c'est plutôt le lait de *beurre*

qui se colore. Les substances vertes végétales ne colorent pas le *beurre*, mais elles lui communiquent leur arome, leur odeur et leur saveur. D'autres expériences sont cependant en opposition avec l'opinion de Parmentier.

Voyez *Anderson*, Essays on Agricult., t. 2; ouvrage de Parmentier et Deyeux sur le Lait; *Fourcroy*, sur le *Beurre*, Ann. de Chim., t. 7, p. 166.

On a donné le nom de *beurre* à plusieurs substances grasses qu'on obtient du règne végétal. Quoique le *beurre* soit retiré d'un liquide animal, il a toutes les propriétés des substances végétales; il ne donne pas un atome d'ammoniaque à la distillation, et ne contient par conséquent pas d'azote.

Les substances butyreuses sont :

1° Le *beurre de Bambuc*. Mungo-Pack fait mention, dans son Voyage dans l'intérieur de l'Afrique, d'un arbre d'une hauteur moyenne, à feuilles ovales, alternatives; à fruits ronds de la forme d'une noix, qui a un noyau dans l'intérieur de l'épaisseur d'une amande. On pile ces noyaux et on les fait bouillir avec de l'eau; il se sépare une graisse d'un blanc sale, semblable au lard, dont on se sert en place de *beurre*.

2° *Beurre de cacao*. On le retire des semenses du *theobroma cacao* et du *theobroma bicolor*. Le dernier de ces arbres a été découvert par Humboldt dans la province *Choco* dans la Nouvelle-Grenade.

Les habitants appellent cet arbre *bacao*. Le chocolat préparé de ses fruits n'a pas un goût aussi agréable que celui retiré des fruits du *theobroma cacao*. C'est pour cela qu'on prend $\frac{1}{5}$ des fruits du premier et $\frac{2}{5}$ du dernier.

Pour séparer le *beurre de cacao*, on triture la semence torréfiée, et on fait bouillir la pâte avec de l'eau. La chaleur de l'eau fait fondre la substance grasse qui vient surnager sur la surface de l'eau; par le refroidissement elle se prend en masse solide. Ce *beurre* est d'abord un peu jaune; on le fait fondre, et il acquiert une couleur blanche; il a une saveur douce, foiblement aromatique. Sa cassure est un peu raboteuse, grasse au toucher, et se fond entre 40 et 50 degrés de Réaumur. A une température au-dessus de l'eau bouillante, on peut le distiller

sans qu'il éprouve d'altération. Lorsqu'on l'expose quelques jours à l'air, à une température qui surpasse celle de 12 degrés, il devient rance. Le bon cacao donne un tiers de son poids de *beurre*.

3° *Beurre de cocos*. Parmi plusieurs produits utiles fournis par le *coccus cocosnucifera*, on obtient aussi une substance grasse, solide, qu'on appelle *beurre de cocos*. D'après quelques renseignements, on presse le marc du fruit chauffé ; d'après d'autres il se sépare, comme la crême du lait, des noix de cocos. Dans l'huile de cocos qu'on envoie fréquemment en Europe, on le trouve solide, grumuleux. Dans les endroits où les noix de cocos abondent, on se sert de leur *beurre* pour les aliments.

4° *Beurre de galam*. Il nous arrive par la voie du commercé d'Afrique une graisse solide jaunâtre retirée de l'amande de l'*elais guineensis*. Ce *beurre* a une saveur douce, agréable ; malgré qu'on l'emploie dans le pays comme aliment, il nous arrive dans un état trop altéré pour que nous puissions nous en servir pour le même objet.

5° Le *gueyemadon* est une substance butyreuse qui vient de Cayenne et de Guiana. L'arbre dont le fruit fournit ce *beurre*, et qui est un *myristica*, a été nommé par Aublet *virola sebifera*. On prétend que dans le pays où le végétal est indigène, on se sert de la substance pour brûler et comme aliment.

On appelle encore *beurre* quelques sels métalliques à cause de leur consistance épaisse ; c'est ainsi qu'on appela *beurre d'arsenic*, *d'antimoine*, *de zinc* et *d'étain* les muriates de ces métaux. Ces dénominations sont bannies de la nomenclature chimique.

Beurre de cacao. *Voyez* Beurre.

BEZOARD. Lapis bezoar. *Thierischer Bezoar*.

On donne ce nom en général à des concrétions qui se forment dans diverses parties du corps animal. *Voyez* les articles Calculs urinaires, intestineux et biliaires. Ordinairement on entend par *bezoard* des concrétions qui se forment dans les intestins des animaux appartenants aux

espèces de chèvre : on les divise en *bezoards orientaux* et *occidentaux*. On trouve les premiers quelquefois dans les entrailles et dans l'estomac des animaux d'Europe et d'Amérique : ce sont des concrétions salines d'une couleur blanche ou grise ; elles sont composées de carbonate de chaux. D'autres sont un sel triple d'acide phosphorique, d'ammoniaque et de magnésie.

Le *bezoard oriental*, qu'on estimoit autrefois davantage, a une surface unie, brillante ; sa couleur est d'un brun ou d'un vert foncé. Il a, lorsqu'on le chauffe, une odeur forte, aromatique, une saveur chaude et un peu âcre ; il est composé de couches fines, lisses, fragiles. On le trouve dans les intestins de quelques animaux de l'Inde et de la Perse.

Ces concrétions sont formées de substances résineuses mêlées de bile ; elles se fondent à une douce chaleur, et s'enflamment au contact du feu. L'alcool les dissout et l'eau précipite cette dissolution.

On attribuoit autrefois aux *bezoards*, surtout aux derniers, de grandes vertus ; aujourd'hui on est revenu de cette opinion.

Bezoard minéral. Bezoardicum minerale. *Mineralischer Bezoar.*

Cette dénomination qui n'est plus usitée, a été donnée à l'antimoine oxidé au *maximum*. On le prépare en traitant à plusieurs reprises le muriate d'antimoine sublimé ou le beurre d'antimoine avec l'acide nitrique ; on fait évaporer chaque fois à siccité, et on fait rougir le résidu.

BIÈRE. Cerevisia. *Bier.*

La *bière* est une boisson spiritueuse que l'on prépare avec toutes les semences farineuses. Le penchant des hommes à s'enivrer les a conduits à imaginer plusieurs composés pour atteindre ce but. Presque tous les peuples possèdent un moyen de préparer une liqueur enivrante. La *bière* est une boisson préparée avec des graines céréales, d'où vient le mot *cerevisia*, de *Ceres* et *vis*.

La *bière* est connue depuis les temps les plus reculés.

On trouve, dans Diodore de Sicile, chap. 20 et 34, qu'elle a été mise en usage en Egypte par Osiris, en place de vin. Cette boisson n'étoit pas non plus inconnue des Grecs ; car le vin d'orge, dont fait mention Æschylus et Sophocles, paroît être une sorte de *bière*. Les anciens Germains et les Gaulois burent également de la *bière*, etc.

On ne peut parler ici qu'en général des opérations usitées pour faire la *bière*. L'inspection d'une brasserie donne des idées bien plus nettes que toutes les descriptions.

Quoique toutes sortes de graines céréales puissent être employées (dans l'Inde on se sert du riz ; dans l'intérieur de l'Afrique selon Mungo-Pack, de la semence du *holcus spicatus*), on choisit en Europe l'orge de préférence. On ramollit l'orge pendant soixante heures dans l'eau, ce temps suffit pour que l'orge soit entièrement pénétrée. On l'enlève alors le plus promptement possible, afin que l'eau ne dissolve pas les substances essentielles à la confection de la *bière* ; on la met en un tas, et on la laisse 24 heures. Il se produit de la chaleur, elle absorbe du gaz oxigène, et il se dégage du gaz acide carbonique ; alors les graines commencent à germer, et une partie de la substance farineuse est convertie en sucre.

Lorsque les germes ont une longueur qui atteint les $\frac{2}{3}$ ou $\frac{3}{4}$ de celle de la graine, on les répand sur une touraille (aire), où la semence se dessèche, ou bien on l'expose à l'air ou on la chauffe ; on arrête ainsi la germination ultérieure.

Dans cet état on l'appelle *malt*. L'orsqu'on fait la dessication à l'air, le malt prend une nuance peu foncée ; il sert à la préparation des *bières* blanches ; on l'appelle *malt d'air*, *luftmalz*. Si l'on emploie une chaleur artificielle, il acquiert une chaleur plus foncée ; il sert à faire la *bière* brune ; on l'appelle alors *malt de touraille*, *darrmalz*.

Lorsqu'on a enlevé les germes par la dessication et le frottement, on écrase les graines. On verse sur le malt écrasé une quantité suffisante d'eau à 160° Fahr., 71,11 centig. ; on laisse ramollir une heure ; on décante ensuite le liquide ; on ajoute sur le marc une autre quantité d'eau à une température même plus élevée ; on la laisse avec le malt jus-

ju'à ce qu'elle ait dissous toutes les parties extractives. On appelle cette opération le *maischen*, et le vaisseau dans lequel elle s'opère le *maischbottig*.

Cette infusion, saturée de parties extractives et sucrées, est concentrée par l'ébullition dans une chaudière; on l'appelle *würze*.

En Angleterre, on mêle ordinairement 2 parties d'orge broyée avec 1 partie de malt écrasé. On obtient une *bière* comme si l'on avoit pris autant de malt non mêlé, et le goût en est meilleur.

On fait refroidir promptement le liquide; on y ajoute une décoction de houblon ou d'une autre substance amère (dans plusieurs brasseries, en Angleterre, on se sert du bois de *quassia*, et en d'autres endroits des *turiones pini*; mais ils sont nuisibles à la santé); pour corriger la saveur fade, douceâtre de la *bière*, et pour mieux la conserver, on fait souvent bouillir ces substances avec le liquide.

On transporte la *würze* dans de grandes cuves, et on l'expose à une température de 60° Fahr., 15,56 centig., où elle commence à fermenter : les mêmes phénomènes ont lieu comme avec le moût de raisin. On a presque toujours besoin d'une addition de levain pour bien établir la fermentation. Selon Hagen, la fermentation de la *bière* de Ruppin et de Domnau, a lieu sans qu'on y ajoute du levain.

On arrête presque toujours les progrès de la fermentation. Selon Collier, la fermentation de la *würze* se manifeste aussi bien dans des vaisseaux clos qu'au contact de l'air; la présence de l'air seroit donc inutile pour cette opération. Il trouva même qu'il s'étoit formé une plus grande quantité de *bière* dans les vaisseaux clos, que pendant la fermentation au contact de l'air. Sans doute c'est qu'une partie de *bière* s'évapore à l'air. C'est ainsi que Collier observa que 11 pintes 3 ½ onces de *bière*, qui fermentoient dans un vaisseau ouvert, pendant 12 jours, avoient perdu 40 onces de leur poids; tandis que la même quantité de *bière* fermentant dans des vaisseaux clos, ne diminua que de 8 onces. La qualité de la *bière* étoit, au reste, la même dans les deux cas; et l'on obtint, par la distillation, une même quantité d'alcool.

Pendant la fermentation, il se dégage une grande quantité de gaz acide carbonique qui entraîne avec lui de la *bière*. Lorsqu'on fait passer ce gaz à travers l'eau, celle-ci se charge de *würze*, et peut fermenter, selon Collier.

La *bière* a différentes qualités qui dépendent de la plus ou moins grande concentration de l'infusion, de la durée de la fermentation, de la quantité de houblon, ou de plusieurs autres substances.

Les parties constituantes de la *bière* sont, en général, de l'alcool, une matière extractive, un acide libre, et de l'eau. Neumann, dans sa *Chimia medica dogmatico experimentalis*, cite les proportions des parties de 15 espèces de *bière* dont il a fait l'analyse.

Hagen a fait l'analyse des *bières* de Kœnigsberg; il y a trouvé trois fois plus d'alcool que Neumann avoit indiqué dans celle de Berlin.

La *bière* donne à la distillation de l'alcool. Le résidu est acide, mais on n'a pas encore examiné ses propriétés.

(*Voyez* les ouvrages allemands, *Simon*, Art du Brasseur, Dresd. 1771; et *Acoluthen*, Observation sur la Brasserie, Budissin 1771; et les ouvrages de *Heun*, *Richardson* et *Waeser*.)

BILE. Fel. *Galle*.

La *bile* est un liquide séparé dans le corps animal par un organe particulier, que l'on appelle *foie*. Après sa formation dans l'intérieur du foie, la *bile* est reçue par de petits canaux. Ces canaux se réunissent et forment un grand canal, qui passe dans le *duodenum*, où la *bile* arrive. Toute la *bile*, au moment de sa formation, n'est cependant pas déposée dans ce boyau, elle y arrive sous des circonstances particulières.

La *bile* qui ne passe pas de suite, cherche à se loger dans la vésicule. Dans ce réservoir, elle s'accumule en grande quantité. Chez les adultes, la quantité de *bile* est, en général, d'environ une once. Tous les animaux n'ont pas de vésicule : elle manque à l'éléphant, au cerf, à tous les insectes et aux vers.

La *bile* subit certains changements dans la vésicule; on en a la preuve par sa consistance plus considérable, et

par la couleur plus foncée qu'elle acquiert. Les expériences, jusqu'à présent, n'ont été faites que sur la *bile* de la vésicule.

La *bile*, telle qu'on la trouve dans la vésicule provenant d'un animal sain, a une couleur d'un vert jaunâtre. La nuance paroît dépendre de la plus ou moins grande quantité d'eau. Lorsqu'elle est très-étendue, elle est plus jaune; tandis qu'elle est d'un vert foncé dans son état de concentration. Cette couleur varie dans différents animaux; les maladies et la nourriture ont également une influence sur elle. Comme la *bile* de bœuf est celle qu'on peut se procurer le plus facilement, les chimistes l'ont employée pour leurs recherches.

Sa saveur est amère et un peu piquante; cette amertume est plus prononcée dans les carnivores que dans les herbivores. On assure que la saveur de la *bile* des ovipares quadrupèdes, est très-piquante et peu amère. Par une addition d'aloès, la *bile* acquiert un goût douceâtre.

Son odeur est désagréable; dans divers animaux, elle est un peu musquée; dans d'autres, cette odeur se développe par l'évaporation ou par la putréfaction.

Elle est gluante, visqueuse, d'une consistance de sirop ou d'une huile. Agitée dans un flacon, elle mousse comme l'eau de savon.

La pesanteur spécifique varie à l'infini. Selon Hartmann, elle est de 1,027, et selon Muschenbroeck de 1,0246.

La *bile* s'unit à l'eau en toute proportion, et lui communique une couleur jaune. Etendue de peu d'eau, elle verdit le sirop de violette. Elle ne se combine pas avec l'huile; lorsqu'on agite ensemble ces deux liquides, ils se séparent par le repos. La *bile* dissout un peu de savon.

Lorsqu'on expose la *bile* à une température de 65 jusqu'à 75 degrés Fahr. (24 centig.), elle perd sa couleur et sa viscosité; elle acquiert une odeur nauséabonde, et dépose des flocons blancs, mucilagineux. Lorsque la putréfaction est avancée, l'odeur devient douceâtre et musquée. La *bile* évaporée à une douce chaleur, peut être conservée plusieurs mois.

Distillée au bain-marie, il passe un liquide transparent, aqueux, ayant l'odeur de musc, surtout si la *bile* a été

conservée quelques jours. Le résidu est d'un vert brunâtre foncé ; il pèse à peu prés $\frac{1}{8}$ de la *bile* employée.

Thenard a calciné 100 parties de ce résidu ; il obtint une matière charbonneuse, contenant différents sels, tels que du muriate de soude, du phosphate et du sulfate de soude, du phosphate de chaux, de l'oxide de fer, et 0,005 de soude. D'aprés les expériences de Cadet, la quantité de soude cristallisée dans 100 parties de *bile*, est de 1,87.

Cette petite quantité d'alcali fit soupçonner à Thenard qu'elle étoit insuffisante pour tenir en dissolution la substance grasse qui se trouve dans la *bile*, et qu'en conséquence une autre substance devoit faire la même fonction.

Cette conjecture acquiert une plus grande probabilité, et même une certitude, si l'on considère l'action des acides sur la *bile*. Si l'on verse une petite quantité d'acide dans la *bile*, elle rougit la teinture de tournesol, et conserve sa transparence. Une plus grande quantité d'acide la trouble foiblement ; il se forme un précipité abondant, qui consiste en albumine et en une petite quantité de substance grasse. Le liquide filtré a une saveur très-amère, et donne par l'évaporation un résidu presque aussi considérable que s'il n'avoit subi aucun changement. Si l'on dissout, au contraire, l'huile séparée de la *bile*, dans un alcali, et si l'on ajoute à ce savon de l'albumine, on obtient une combinaison, qui est décomposée par les acides les plus foibles, et dont le vinaigre sépare toute l'huile.

Thenard trouva la quantité d'albumine dans la *bile* presque aussi grande que celle annoncée par Cadet. Il reconnut que l'acide muriatique oxigéne pouvoit séparer l'albumine en entier, pourvu qu'on n'y en ajoutât pas un excés.

Ce chimiste parvint, par le procédé suivant, à isoler de la *bile* la substance particulière. Il versa dans la *bile* une dissolution d'acétate de plomb, avec excés d'oxide, préparé en faisant bouillir l'acétate de plomb avec $\frac{1}{6}$ de son poids de litharge privée d'acide carbonique.

L'huile et l'albumine furent précipitées en entier. Aprés avoir filtré le liquide, il y fit passer de l'hydrogéne sulfuré pour séparer l'oxide de plomb, et évapora de nouveau la

liqueur. Il obtint une substance d'une saveur sucrée, âcre, analogue à quelques espèces de réglisse.

Comme cette substance se trouvoit encore mêlée avec les sels de la *bile*, convertis pour la plupart en acétates, on y versa de nouveau de l'acétate de plomb; le précipité fut redissous dans du vinaigre; et après y avoir fait passer de l'hydrogène sulfuré, on filtra la liqueur et on l'évapora. C'est ainsi que Thenard sépara la matière sucrée dans son état de pureté. Les propriétés de cette substance sont: d'être légèrement déliquescente; d'être soluble dans l'eau et l'alcool; l'acétate de plomb ordinaire ne la précipite pas, mais bien celui avec excès d'oxide; le précipité est soluble dans l'acétate de soude. Elle ne fermente pas avec la levure, ne donne pas d'ammoniaque par la distillation, et n'est pas troublée par la teinture de noix de galle. Elle dissout les parties huileuses de la *bile;* mais pour opérer complètement cette dissolution, il faut dissoudre l'une et l'autre dans l'alcool, évaporer la solution et traiter le résidu par l'eau. Une partie de la matière sucrée dissout $\frac{3}{4}$ de la substance huileuse. Comme les deux substances se trouvent dans la *bile* en partie à peu près égale, on croiroit que la soude contribue à la dissolution de l'huile. De l'autre côté, les acides ne séparent presque rien de la matière huileuse. Thenard est, d'après cela, disposé à croire que la *bile* est une combinaison triple de soude, de beaucoup d'huile et de matière sucrée; que les acides ne les décomposent qu'en partie, c'est-à-dire que la *bile* peut contenir un excès d'acide sans que toute la soude soit neutralisée. Pour se convaincre de la justesse de cette opinion, il calcina le résidu de la *bile* saturée par un acide, et il trouva réellement de la soude libre dans le charbon. Il est donc probable que la substance sucrée combinée avec l'huile occasionne la décomposition d'une quantité de sel marin et met son acide en liberté.

Cadet et van Bochaute avoient déjà reconnu une matière sucrée dans la *bile;* le premier remarqua que cette substance cristallisoit en forme trapézoïdale, et la croyoit analogue au sucre de lait. (*Cadet*, Mém. de l'Academ., 1767, p. 842.)

Pour déterminer le rapport des substances dans la *bile*, Thenard fit l'expérience suivante.

Il sépara par l'acide nitrique la substance animale albumineuse avec un peu d'huile ; comme la dernière est soluble dans l'alcool, leur poids étoit facile à déterminer. Alors on précipita par l'acétate de plomb avec un léger excès d'oxide, toute la substance huileuse. Le précipité fut traité par l'acide nitrique foible qui lui enleva l'oxide de plomb. La liqueur filtrée, purifiée du plomb par l'hydrogène sulfuré, donna par l'évaporation la substance sucrée combinée avec les sels de la *bile* convertis en acétates, du poids desquels il tint compte.

La quantité de soude fut déterminée par l'incinération de 100 parties de *bile* évaporée, examinant ensuite combien d'acide il falloit pour saturer le résidu de la soude. Par ce moyen, Thenard trouva dans 800 parties de *bile* les proportions suivantes :

Eau	700
Substance huileuse	43
Substance sucrée particulière . .	41
Substance animale ou albumineuse.	4
Soude	4
Muriate de soude	3,2
Sulfate de soude.	0,8
Phosphate de soude	2
Phosphate de chaux	1,2
Oxide de fer	0,5
	799,7

La *bile* diffère probablement dans les animaux en raison des maladies et de la nourriture. On la trouve très-peu colorée chez les cachectiques et les hydropiques, tandis qu'elle est plus ou moins noire chez les mélancoliques et chez ceux attaqués de la fièvre jaune et de la peste.

Les médecins ont fait en tout temps beaucoup d'attention à ce liquide, croyant trouver dans sa qualité la cause de beaucoup de maladies. Parmi les principales recherches sur la *bile*, on compte les travaux de Cadet : Expériences chimiques sur la *bile* des hommes et des animaux, Mém. de l'Acad., 1764 ; ses nouvelles Recherches pour

servir à déterminer la nature de la *bile*, *id.*, 1769; *Bochaute*, Journ. de Phys., t. 13; *Fourcroy*, sur la *bile*, Annal. de Chim., t. 7, p. 176, et son Système de Chim., t. 10, p. 21; *Thenard*, Extrait d'un Mémoire sur la *bile* de bœuf, Bulletin des Sciences, nº 95, p. 274.

BISMUTH. Bismuthum. *Wismuth.*

On trouve ce métal natif, oxidé, combiné avec le soufre et allié avec d'autres métaux.

Le *bismuth natif* est le plus souvent sans forme, quelquefois tricoté, rarement cristallisé. Les cristaux sont ou de petites tables carrées, ou de petits cubes. Il est d'un blanc argentin tirant sur le rouge, irisé ou gorge de pigeon. L'intérieur est fortement éclatant; la cassure est lamelleuse, quelquefois radiée; il est tendre, doux. Sa pesanteur spécifique est de 9,022 à 9,57; il est très-fusible. Au chalumeau, le globule blanc fondu se volatilise en vapeur blanche qui s'attache au charbon. On trouve le *bismuth* natif en Bohême, en Saxe, en Souabe, en Suède, en Transylvanie. Il est presque toujours accompagné de mines de cobalt.

Le *bismuth sulfuré* est d'un gris de plomb; à la surface, il a souvent une couleur superficielle jaune ou bigarrée; il est presque toujours en masse irrégulière, quelquefois en prismes longs implantés. L'intérieur a un éclat plus ou moins métallique; la cassure est lamelleuse ou radiée, quelquefois un peu fibreuse; il est très-mou, se laisse couper. Sa pesanteur spécifique est de 6,131 à 6,4672. Projeté sur des charbons ardents, il brûle avec une flamme bleue. Au chalumeau, il exhale une vapeur d'un jaune rougeâtre qui se dépose sur le charbon. Cette poussière devient blanche par le refroidissement, et repasse à sa couleur primitive par la chaleur.

On le trouve en Bohême, en Saxe et en Suède. Il est composé de

Bismuth	60
Soufre.	39
	99

Le *bismuth oxidé* est d'un jaune de paille qui passe quelquefois au jaune verdâtre ou grisâtre. On le trouve rarement en masse, le plus souvent disséminé et en couche. L'intérieur est plus ou moins brillant, d'un éclat ordinaire ; sa cassure est terreuse ; il est tendre, facile à casser et très-pesant. Ce fossile est rare ; on le trouve près de Schneeberg.

Selb a trouvé le *bismuth* combiné avec le cuivre et le soufre dans la mine de cobalt de *Neugluck* dans le pays de *Furstenberg*. Il a une cassure franche, d'un gris d'acier ; à l'air il devient bleuâtre et rougeâtre. Il est en masse, a peu d'éclat métallique d'un grain fin, donne une raclure noire mate, est mou, semi-ductile, peu pesant.

D'après Klaproth, il est composé de

Bismuth	47,24
Cuivre.	34,66
Soufre.	12,58
	94,48

Le *bismuth argentifère* est d'un gris de plomb clair qui devient plus foncé à l'air. Il est ordinairement disséminé, rarement en masse, fond facilement au chalumeau.

On l'a trouvé uniquement à *Schatzlach* dans la forêt Noire, toujours accompagné de cuivre sulfuré, de quartz et de hornstein.

Klaproth en a fait l'analyse ; voici ses résultats :

Plomb.	33
Bismuth	27
Argent	15
Fer.	4,30
Cuivre	0,90
Soufre.	16,30
	96,50

Le *nadelerz* (1) est d'un gris d'acier qui passe quel-

(1) *Bismuth* sulfuré *plumbo-cuprifère*.

quefois au rouge de cuivre, ou couvert d'une couche jaune ou verte.

On le trouve disséminé ou cristallisé; ce sont des prismes aciculaires à 6 faces. Les cristaux sont souvent courbes, quelquefois articulés, mais toujours implantés.

La surface est striée en long; à l'extérieur, l'éclat n'est pas sensible en raison de la couche; l'intérieur est d'un éclat fortement métallique. La cassure en long est lamelleuse et très-éclatante. Il est mou, semi-ductile, d'une pesanteur spécifique de 6,125.

On le trouve en Sibérie dans du quartz blanc accompagnant ordinairement de l'or disséminé.

Selon John, il est composé de

Bismuth	43,20
Plomb	24,32
Cuivre	12,10
Nickel	1,58
Tellure	1,32
Soufre.	11,58
	94,10

John prétend que la couche jaune est de l'oxide d'urane, et il prend la couche verte pour du cuivre, du plomb et du *bismuth* carbonatés.

Par la voie humide, on peut essayer les mines de *bismuth* de la manière suivante. On fait digérer le *bismuth* natif avec de l'acide nitrique concentré; lorsque toute la substance soluble est disparue, on fait évaporer l'excès d'acide, et on y verse 50 parties d'eau au moins. Le *bismuth* se précipite en poudre blanche dont 122 parties présentent, selon Klaproth, 100 parties de métal.

Ce procédé n'est pas exact. Outre le sel de *bismuth* avec excès de gaz qui se précipite, il reste encore un nitrate de *bismuth* avec excès d'acide dans la liqueur. Si l'on vouloit l'apprécier par la potasse, les autres métaux se précipiteroient avec.

Klaproth fit bouillir le *bismuth* cuprifère avec l'acide muriatique; il y versa ensuite de l'acide nitrique jusqu'à

ce qu'il n'y eût plus d'action. Le résidu insoluble desséché fut chauffé sur un têt à rôtir pour brûler le soufre.

La dissolution fut évaporée au bain-marie jusqu'à siccité ; on obtint une masse cristalline ; on versa dessus une très-grande quantité d'eau, et on chauffa légèrement. Le précipité blanc, séparé et desséché, donna par le calcul la quantité de métal.

La liqueur verte surnageante fut précipitée par la potasse ; le précipité desséché et rougi indiqua la quantité de cuivre.

Le *bismuth* métal est d'un blanc rougeâtre, sans odeur et sans saveur. On y aperçoit des lames larges éclatantes. Sa forme est, d'après Haüy, un octaèdre ou une pyramide double à quatre faces.

Le *bismuth* est difficile à entamer par le couteau ; il est un peu sonore. Sa pesanteur spécifique est de 9,8227.

Lorsqu'on le frappe avec précaution, il devient plus dense, selon Muschenbroeck; un coup de marteau violent le fait casser ; il n'est ni ductile ni tenace.

Il fond à une température de 460 deg. Fahr.

Lorsqu'on augmente la chaleur au contact de l'air, il brûle avec une flamme bleuâtre.

Dans des vaisseaux clos, on peut le distiller.

Le *bismuth* fondu est susceptible de cristalliser en parallélipipèdes par un refroidissement lent.

A l'air, le *bismuth* perd son éclat ; il peut se combiner avec l'oxigène en deux proportions.

La vapeur jaune qui se forme quand on fait rougir le *bismuth* est l'oxide au *maximum*. Cet oxide n'est plus volatil au feu.

Pour obtenir l'oxidule, on entretient le *bismuth* en fusion, et on enlève la couche grise qui se forme à la surface. Lorsqu'on fait chauffer cet oxidule au contact de l'air, il se convertit en poudre brune qui contient, selon Fourcroy, 0,10 d'oxigène.

Les oxides de *bismuth* sont très-fusibles, et donnent un verre jaune qui pénètre les vaisseaux, et qui vitrifie les oxides des métaux facilement oxidables ; ce qui fait qu'on peut l'employer dans la coupellation au place de plomb.

On peut réduire les oxides en les faisant chauffer avec du charbon ou avec un autre corps combustible.

En projetant du phosphore dans du *bismuth* fondu, on peut y incorporer, selon Pelletier, à peu près 0,4 de ce corps combustible.

Le soufre s'unit facilement au *bismuth*.

On peut préparer le sulfure de *bismuth* en fondant dans un creuset couvert 4 parties de *bismuth* pulvérisé avec 1 partie de soufre.

Le sulfure de *bismuth* a un éclat métallique et une couleur d'un gris bleuâtre; on l'obtient en petites aiguilles tetraédriques; il est très-fusible. Par un léger grillage et par l'ébullition avec l'acide nitrique, on peut en séparer le soufre; le plomb lui enlève aussi le soufre. En raison de l'affinité du *bismuth* pour le soufre, il peut être employé à décomposer le cinabre.

Le *bismuth* peut s'allier avec un grand nombre de métaux; la plupart de ces alliages sont décrits à chaque métal.

Il se combine facilement avec le plomb par la fusion. L'alliage est d'un gris foncé et d'un grain fin. Tant que la quantité de *bismuth* ne surpasse pas sensiblement celle du plomb, l'alliage est ductile. Le *bismuth* augmente considérablement la ténacité du plomb. Un alliage de 3 parties de plomb et de 2 parties de *bismuth* a, selon Muschenbroeck, une ténacité dix fois plus grande que le plomb pur. La pesanteur spécifique de cet alliage est plus grande qu'elle ne devroit être par le calcul.

Le *bismuth* ne se combine pas avec le zinc par la fusion. Wallerius prétend avoir opéré cette combinaison en couvrant les deux métaux fondus par du flux noir.

Le zinc précipite le *bismuth* à l'état métallique de sa dissolution dans les acides.

Le *bismuth* se combine aisément avec l'étain par la fusion. L'étain devient aigre, mais aussi plus fusible. Les potiers d'étain ajoutent du *bismuth* à l'étain pour lui donner plus de dureté, et pour le rendre sonore. Parties égales de *bismuth* et d'étain donnent un alliage qui fond à 280 degrés Fahr.; 8 parties d'étain et 1 de *bismuth* fondent à 390 degrés Fahr.; 2 parties d'étain et 1 de *bismuth* sont

fusibles à 330 degrés. Quant à l'alliage de Darcet, voyez MÉTAUX.

L'étain et le *bismuth* s'oxident facilement au feu, et fondent en un verre jaunâtre, qui est plus opaque quand il contient beaucoup d'étain. Le *bismuth* est plus propre à séparer l'étain dans la coupellation que le plomb.

L'alliage d'étain et de *bismuth* peut être analysé par l'acide muriatique concentré. Celui-ci dissout l'étain et laisse le *bismuth* en poudre noire.

Les sels à base de *bismuth* seront traités avec les autres substances salines.

Les alcalis fixes ne dissolvent pas le *bismuth* par la voie humide ; l'ammoniaque l'oxide à la surface et en dissout une petite quantité.

La silice se fond avec l'oxide de *bismuth* en un verre jaunâtre.

L'oxide de *bismuth* décompose le muriate d'ammoniaque; l'ammoniaque se dégage, et il se sublime du muriate de *bismuth*. Lorsqu'on emploie peu d'oxide de *bismuth*, on obtient pour sublimé du muriate de *bismuth* et d'ammoniaque.

L'eau dissout ce sel triple (fleurs ammoniacales de *bismuth*) ; le muriate neutre de *bismuth* se précipite.

Le nitrate de potasse détonne foiblement avec le *bismuth*, et le convertit en un oxide blanc.

Les borates et les phosphates se fondent avec l'oxide de *bismuth* en un verre jaune plus ou moins verdâtre.

Les sulfures alcalins et terreux dissolvent le *bismuth* par la fusion.

L'hydrogène sulfuré et les sulfures précipitent les sels à base de *bismuth* en noir.

Les huiles grasses dissolvent l'oxide de *bismuth*, et forment une masse emplastique.

Les anciens confondoient le *bismuth* avec l'étain, le plomb ou avec l'antimoine. Stahl et Dufay l'ont rangé comme métal particulier. Pott et Geoffroy ont constaté par l'expérience ce que ces chimistes avoient avancé.

Voyez Mémoires de Paris, 1735.

BITUME MALTHE. Bithumen maltha. *Berytheer, Bergpech.*

La couleur du malthe est plus foncée que celle du pétrole, et approche du noir. Il a un aspect gras, est visqueux. Il est solide à une basse température. Il répand une odeur bitumineuse, brûle avec flamme et donne une fumée épaisse. Sa pesanteur spécifique, quoique plus grande que celle du pétrole, est encore moindre que celle de l'eau.

Le malthe diffère peu du pétrole. Lorsqu'on expose le dernier produit quelque temps au contact de l'air, il acquiert les propriétés du malthe. On différencie encore le malthe du *bitume*, mais leur différence n'est due qu'à une consistance plus forte.

Le malthe se trouve dans plusieurs contrées de l'Europe, d'Asie et d'Amérique. On le confond fréquemment avec le pétrole. On s'en sert comme du goudron ordinaire; on en met sur le cordage et la boiserie des vaisseaux; on en graisse les roues des voitures; il entre dans quelques vernis et dans les mauvaises cires noires à cacheter.

Le naphte, le pétrole et le malthe constituent, avec l'asphalte, la famille des *bitumes*. On les rencontre seulement dans les montagnes de deuxième et troisième formation, surtout dans un sol qui renferme du calcaire, de l'argile, du sable, ou qui est formé de volcans.

Pour la géognosie, il est remarquable que les pays riches en sel marin fournissent principalement ces *bitumes*.

La formation des *bitumes* est encore enveloppée dans une profonde obscurité; les hypothèses pour son origine ne manquent cependant pas. La plupart des naturalistes pensent que ce sont des restes de matières organiques enfoncées dans la terre.

On suppose que les charbons de terre, lorsqu'ils subissent, par un feu souterrain, une espèce de distillation, donnent naissance au naphte et au pétrole; les faits manquent cependant entièrement pour donner à ces soupçons quelque certitude.

BITUME NAPHTE. Bitumen naphta. *Bergnaphta.*

Le naphte est une espèce de *bitume ;* il est fluide et transparent, répand toujours une odeur forte qui a quelque analogie avec celle de l'huile de térébenthine ; il est un peu gras au toucher. Sa pesanteur spécifique est moindre que celle de l'eau : elle ne surpasse pas 0,80 ; il surnage ce liquide.

Le naphte est très-inflammable ; il s'enflamme même à l'approche d'un corps allumé. Sa flamme est bleuâtre, accompagnée d'une fumée épaisse, sans laisser de résidu.

Parmi tous les *bitumes*, le naphte est le moins répandu. La nature nous l'offre rarement en état de pureté, celui du commerce est presque toujours falsifié avec l'huile de térébenthine. On le rencontre principalement dans les environs de Baku près de la mer Caspienne, à peu près à 3 milles du bras méridional du Caucase. Là, est un endroit appelé *alosohsah* ou *lieu de feu*, où l'on voit dans un temps sec une flamme jaune qui paroît plus grande la nuit que le jour. En général, tout le terrain qui est marneux et sablonneux paroît être pénétré de ce *bitume* liquide. Les habitants profitent de cette circonstance pour se procurer l'échauffage et l'éclairage.

S'il est vrai qu'ils se servent aussi de ce feu pour brûler la chaux, il faut que la chaleur soit bien intense.

Pour obtenir le naphte en plus grande quantité, les habitants creusent à une distance de 2000 pieds de l'endroit où est le feu, des fossés de 10 pieds de profondeur. Sur le fond le naphte se réunit ; il n'est cependant pas parfaitement diaphane comme de l'eau ; il a une couleur jaune de succin. Par la distillation on le purifie pour l'usage médicinal. Les Persans emploient une espèce plus noire pour les lampions.

En 1801, on a découvert près d'Anniano dans le ci-devant duché de Parme, à la frontière de Ligurie, une source de naphte couleur jaune de vin. Il est très-inflammable, brûle sans laisser de résidu, est d'une pesanteur spécifique de 0,83. La source est si abondante, qu'elle fournit assez pour l'éclairage de la ville de Gênes. Dans l'emploi, il faut éloigner la flamme du réservoir et le fermer exactement, sans cela il s'enflammeroit facilement.

Un naphte très-pur a été trouvé au quinzième siècle à Waldsbrunn, 1 ½ lieue de Bitsch dans le département de la Moselle. Il étoit sans couleur et surnageoit sur l'eau d'une source. On l'a conduit dans un bassin de la cour du château à Bitsch (voyez *Héron*, Journal des Mines, nº 82). Dans l'Inde on se sert du naphte pour la préparation des vernis.

BITUME PÉTROLE. Bitumen petroleum. *Bergœl*, *Steinœl.*

Cette espèce s'approche du naphte et ne paroît en être qu'une modification. Le petroleum est également fluide, moins pur au même degré que le naphte. Souvent il a la consistance d'une huile d'un noir brunâtre, quelquefois d'un rouge brunâtre; il est presque opaque. Au toucher il est bien plus gras que le naphte, et a une odeur forte, bitumineuse. Sa pesanteur spécifique est de 0,854. Il est très-inflammable, brûle avec une fumée épaisse et laisse un peu de résidu.

Lorsqu'on expose le naphte au contact de l'air et de la lumière, il devient brun, épais et s'approche du pétrole. Si l'on distille au contraire du pétrole, on obtient un fluide semblable au naphte. Cela prouve une grande attraction entre les deux espèces.

On rencontre le pétrole bien plus abondamment que le naphte. Plusieurs contrées de la France, de l'Angleterre, de la Suisse, de la Sicile, etc., en offrent. On s'en sert pour brûler.

BLANC DE BALEINE. *Voyez* Adipocire.

BLANC DE FARD. *Voyez* Bismuth.

BLANC D'ŒUF. *Voyez* Albumine.

BLANC DE PLOMB. *Voyez* Céruse.

BLANCHIMENT. Insolatio dealbatoria, Aprecatio cardefaciens. *Bleichen.*

On entend par *blanchiment* une opération à l'aide de

laquelle on enlève aux coton, lin et chanvre filés, ou aux toiles, la couleur gris-jaunâtre, pour les amener à un blanc éclatant. Le procédé usité depuis long-temps consiste à mettre les toiles sur l'herbe, à les humecter et à les exposer à l'action du soleil et de l'air. Comme on a reconnu que les lessives alcalines abrégeoient beaucoup l'opération, on fait ramollir les toiles dans l'eau de rivière et on les fait sécher. On les met ensuite dans une lessive de potasse ou de soude (dans quelques endroits, comme à Beauvais, on emploie les cendres de tabac). Lorsqu'elles y ont séjourné quinze à seize heures, on les étend sur le pré où elles se sèchent, et où on les arrose d'eau de rivière. On répète quinze à dix-huit fois l'immersion dans la lessive et l'exposition à l'air : on les met ensuite dans des cuves remplies de lait aigre ou de lait de beurre : on les y laisse vingt-quatre heures, alors on les savonne et on les étend de nouveau. On répète cette opération de savonnage, et l'immersion dans le lait aigre cinq à six fois, jusqu'à ce que les toiles soient parfaitement blanches.

Dans quelques endroits on commence par lessiver les toiles dans de la chaux délayée, et on n'emploie pas de lait.

La substance qui colore les toiles de coton et de fil est en partie soluble dans les alcalis caustiques ; l'autre partie n'est soluble que lorsqu'elle est combinée préalablement avec l'oxigène. Le traitement par les alcalis enlève aux toiles le principe soluble dans la lessive, l'action du soleil et de l'air donne à l'autre la propriété de s'y dissoudre.

Lorsqu'on fait bouillir du fil de lin écru dans une solution étendue d'alcali fixe, on trouve que la lessive se teint en jaune et perd sa causticité. Si l'on fait bouillir dans une seconde lessive, on remarque les mêmes phénomènes à un degré inférieur ; on parvient ainsi à enlever au fil tout le principe colorant soluble ; le fil est alors moins coloré. Lorsqu'on verse un acide dans la lessive qui a servi à l'ébullition du fil, elle se trouble ; l'alcali se combine avec l'acide, et laisse précipiter une matière d'un jaune brunâtre.

Si l'on trempe le fil épuisé par l'alcali dans de l'acide

oxi-muriatique, il devient encore plus blanc. Par des ébullitions ultérieures dans la lessive, la blancheur du fil augmente ; la lessive se charge encore du principe colorant, et l'acide oxi-muriatique se convertit en acide muriatique simple. L'oxigène de l'acide oxi-muriatique s'est combiné avec le principe colorant, et l'a rendu propre à se dissoudre dans l'alcali. Fondé sur ces principes, Berthollet a donné un procédé où l'art vient au secours de la nature ; il y a économie de temps, de manipulation, et des terres sont rendues à l'agriculture. Voici le procédé de Berthollet.

Dans la supposition que pour 1250 livres de fil, on emploie une lessive faite avec 100 livres de potasse (ou de soude) dissoute, 40 mesures d'eau, de chaque 16 livres, on procède comme il suit :

Après avoir trempé dans l'eau le fil de lin ou de chanvre pendant trois jours, on le lave bien, et on le transporte dans la cuve.

Première lessive. Vingt mesures de solution de potasse, et une ébullition de 3 heures. La lessive s'épaissit par le refroidissement, et prend la consistance d'une gelée.

Deuxième lessive. Pour enlever la plus grande partie de la matière colorante, on lessive le fil dans 10 mesures de solution de potasse, dans laquelle on le fait bouillir pendant 2 heures.

On le lave pour en séparer la lessive, qui a dissous une partie de la matière colorante.

Premier bain de blanchiment. Le liquide est au degré convenable, lorsqu'une mesure d'acide décolore deux mesures de dissolution d'indigo.

On trempe le fil dans cet acide, et on continue les immersions jusqu'à ce que la liqueur à blanchir, du degré ci-dessus, n'en soit plus affoiblie.

On le lave alors.

On le met dans la *troisième lessive*, composée de 12 mesures de solution de potasse, dans laquelle on le fait bouillir pendant 3 heures.

On le lave, et on le trempe dans le *deuxième bain* d'acide, au même degré.

On le transporte dans la *quatrième lessive* de 8 mesures de solution, dans laquelle il doit blanchir 2 heures.

Troisième bain.

Lavage.

Cinquième lessive, avec 5 mesures et demie de solution de potasse, et une ébullition de 2 heures.

Quatrième bain. A cette époque, on emploie le liquide à 1 degré; il faut qu'une mesure de l'acide décolore une mesure de dissolution d'indigo.

On lave le fil; le blanc est ordinairement développé.

On trempe ensuite le fil dans un liquide composé d'une partie d'acide sulfurique, sur 70 parties d'eau en poids. On lave.

La *sixième lessive* est faite avec 5 mesures et demie de solution, et l'on fait bouillir 2 heures.

On met le fil pendant 6 jours sur l'herbe; on lave, et on lui fait subir le *cinquième bain de blanchiment.*

Après l'avoir lavé, on le trempe dans l'eau acidule, et on lave de nouveau.

La *septième lessive* se fait avec $4\frac{1}{2}$ à 5 mesures de solution, et l'on fait bouillir pendant 1 heure.

On le trempe dans le *sixième bain de blanchiment.*

Après l'avoir lavé on le porte dans l'eau acidule, et on lave ensuite.

On donne à la fin une lessive de savon. Elle consiste à prendre 3 mesures de solution, à laquelle on ajoute, lorsqu'elle est chaude au point de ne pouvoir y tenir la main, 8 livres de savon noir. Quand le savon a pénétré, on ôte le fil.

On le met 3 jours sur le pré; on le lave et on le bleuit.

Le *blanchiment* est alors terminé; on exprime le fil, et on le fait sécher.

Pour la toile de fil, on suit le même procédé. Avant la première lessive, on peut le faire bouillir pendant 3 heures avec de l'eau.

Quant aux toiles de coton, on les lessive par l'eau chaude; on suit les opérations indiquées pour le fil jusqu'au quatrième bain de *blanchiment*; alors elles sont blanches. On les porte ensuite dans l'eau acidule; on les bleuit, et on les fait sécher.

Pour le premier bain, le liquide doit avoir un degré, et pour les suivants, il doit être un peu plus foible. Aussi faut-il employer pour chaque lessive quelques mesures de solution de moins.

On savonne les fils noirs après le troisième bain; avec le fil de coton on procède de la même manière. Voyez, sur cet objet, *Berthollet*, Annal. de Chim., t. 2, p. 251; t. 6, les Elémens sur l'Art de la Teinture, 2e édition; Pajot des Charmes, l'Art du Blanchiment, Paris; ensuite les mémoires de Westrumb, de Tenner, de Chaptal et de Hermbstædt.

Pour éviter l'odeur de l'acide oxi-muriatique, et pour le réduire à un plus petit volume, on le combine avec une base. On choisit un alcali ou la chaux; le premier est employé dans la lessive de javelle. On peut la faire en dégageant l'acide oxi-muriatique d'un mélange de 2 onces 6 gros de sel marin, 2 onces 1 gros d'acide sulfurique, et d'une once d'oxide de manganèse. On fait passer le gaz dans une solution de 4 onces 2 gros de potasse ou de soude, dans 2 livres d'eau. Pour l'usage, on affoiblit la liqueur avec 10 à 12 parties d'eau.

Descroizilles est le premier qui ait employé la craie. La poudre de Tennant et de Knox, dont on sert non seulement dans la Grande-Bretagne, mais qui passoit en pays étranger, jusqu'à ce que le gouvernement l'interdît, est une combinaison de l'acide oxi-muriatique avec la chaux et la soude. D'après une analyse faite dernièrement en France, on peut préparer cette poudre de la manière suivante. On dégage l'acide oxi-muriatique d'un mélange de 15 livres de muriate de soude, de 10 livres d'acide sulfurique, et de 5 livres d'oxide de manganèse; on fait passer ce gaz dans un vaisseau de terre ou de bois, dans lequel on a introduit un mélange de 3 livres de chaux vive, bien desséchée, et de 8 livres de muriate de soude. Pendant le temps que le gaz y arrive, on remue continuellement la poudre avec une spatule de bois, pour favoriser l'absorption du gaz. Comme la poudre attire l'humidité de l'air, elle doit être conservée dans des vaisseaux clos. Deux onces de cette poudre dissoute dans une pinte d'eau, mêlée de 8 gouttes d'oxide sulfurique, donnent une liqueur

plus active que l'eau de javelle. Annal. de Chim., t. 53, p. 341.

Berthollet remarque avec raison que le résultat ne seroit jamais analogue à celui qu'on obtiendroit de la même quantité d'acide oxi-muriatique libre, sans être combiné avec une base.

Lorsqu'un alcali agit sur l'acide oxi-muriatique, l'action n'est pas simple : une partie de l'acide se condense sans se décomposer ; une autre se décompose. Il se forme 5 à 6 parties de muriate de potasse contre 1 de muriate suroxigéné de potasse. Ce dernier sel contient presque 0,38 de son poids d'oxigène ; mais l'oxigène qui s'est accumulé dans cette combinaison y est si intimement lié, qu'il ne peut plus agir sur les matières colorantes, ni reprendre son état gazeux exposé à la lumière.

Tout l'acide oxi-muriatique qui subit cette altération est perdu pour le *blanchiment*. La quantité de l'acide ainsi altéré diffère selon la concentration de la lessive alcaline dans laquelle on fait passer le gaz ; il paroît augmenter par la conservation de la liqueur. La température fait probablement varier aussi les résultats.

La lessive de javelle et des liqueurs semblables ne peuvent pas agir d'une manière si efficace sur les matières colorantes, qu'une même quantité de gaz oxi-muriatique dissous dans l'eau.

Rupp a trouvé que l'addition des bases à l'acide oxi-muriatique affoiblissoit son action ; les alcalis rendent ces liqueurs plus chères, ce qu'il faut éviter dans les fabriques.

Le muriate oxigéné de chaux doit avoir, en raison de son prix qui est inférieur, la préférence sur l'eau de javelle ; sa forme pulvérulente facilite son transport, et le rend encore moins dispendieux ; mais il a aussi l'inconvénient de former une très-grande quantité de muriate *suroxigéné* de chaux. Si on l'expose à une légère chaleur, l'acide oxi-muriatique s'en dégage ; le résidu ne décolore plus les substances végétales. Lorsqu'on le chauffe à un feu plus violent, il s'en dégage beaucoup de gaz oxigène. Welter trouva, par des expériences comparatives, que le gaz condensé par la chaux agissoit 10 fois moins fort que le gaz condensé par l'eau.

Si l'on veut diminuer l'odeur de l'acide oxi-muriatique, l'addition de la craie est le moyen le plus avantageux. Quoiqu'elle diminue un peu l'action de l'acide oxi-muriatique, la perte n'est pas considérable. (Voyez *Berthollet*, l'Art de la teinture.)

L'acide oxi-muriatique sert non seulement à blanchir le fil, le chanvre et le coton, il peut être employé dans beaucoup d'autres circonstances.

On blanchit les chiffons de toile dont on fait un papier très-blanc. Chaptal trouva que la marchandise en acquéroit une valeur de 25 pour 100, les frais pour l'opération ne montant qu'à 7 pour 100. On peut blanchir de même les chiffons de toile imprimée.

On blanchit aussi d'anciennes gravures jaunies; on les introduit dans des cylindres de verre, et les taches d'encre disparoissent. La même opération peut être faite sur les livres imprimés. (*Pajot*, Magaz. polytechn., t. 1, p. 353; Annal. de Chim., t. 39.)

Les alcalis fixes, à l'aide d'une chaleur considérable, sont capables de dissoudre le principe colorant. Chaptal a fixé l'attention sur le *blanchiment* du coton des provinces méridionales de France (Bulletin philomat., brum. 8). On se sert pour cela d'une chaudière ovale de 6 à 8 pieds de hauteur et de 5 pieds de largeur; le fond seulement est de cuivre; les parois latérales sont en pierre. Le fond et la surface ont à peu près 3 pieds de diamètre. Celle-ci est fermée d'une pierre ronde ou avec un couvercle de cuivre qui a une petite ouverture au milieu. La chaudière est posée sur un fourneau ordinaire de pierre munie d'une grille.

A environ 18 pouces du fond est un grillage de bâtons de bois, assez serré pour qu'il puisse porter 800 livres. On y dispose le coton à blanchir qu'on a arrosé auparavant avec une lessive composée de 96 parties d'eau et de 4 parties de soude, après avoir versé dans la chaudière le reste de la lessive, qui consiste pour 800 livres de coton, en 80 livres de soude et 1920 livres d'eau. On ferme ensuite hermétiquement la chaudière avec son couvercle, et on chauffe. Dans cet état, l'appareil a beaucoup de ressemblance avec la marmite de Papin. Les vapeurs de la lessive

bouillante pressent contre le liquide, et lui font prendre une température bien plus élevée que celle qu'elles peuvent donner à la pression ordinaire de l'air.

On entretient la lessive pendant 20 à 36 heures en ébullition ; on ôte alors le feu. Après le refroidissement, on ouvre l'appareil ; on lave le coton avec soin, et on l'expose sur le pré pendant deux à trois jours. Dans le jour on le met sur des claies de bois, et la nuit sur le gazon. Par ce traitement, le coton a acquis un haut degré de blancheur. S'il y a quelques morceaux qui ne sont pas blanchis (cela peut provenir de ce que les vapeurs n'ont pu pénétrer un endroit trop serré), on les remet dans la chaudière, et on fait subir une seconde opération. Quand on a des indices que toute la lessive est usée, ce qu'on peut reconnoître s'il ne se dégage plus de vapeurs par la petite ouverture du couvercle, il faut ouvrir et y mettre une nouvelle quantité de lessive ; sans cela le coton brûleroit.

Cette manière de blanchir est appelée *blanchissage à la vapeur*. *Voyez* Elém. de Chim. de Chaptal, t. 3, p. 188; *Hermbstædt*, Principes généraux du *blanchiment*, Berlin, 1804.

On peut blanchir la cire jaune à l'air et au soleil, ainsi que par l'acide oxi-muriatique. On la fait fondre et on la coule sur un cylindre de bois dont la moitié, celle inférieure, trempe dans une boîte remplie d'eau. On tourne le cylindre sans interruption ; ce qui convertit la cire en plaques minces. On les expose sur de grands cadres sur lesquels on a tendu de la toile, à l'action de l'air et du soleil ; on les arrose de temps en temps. Lorsqu'on dissout la cire dans une lessive alcaline, et qu'on y fait passer un courant de gaz acide muriatique, sa couleur jaune est détruite encore plus promptement. Selon Fischer, on doit saturer une dissolution de potasse d'acide oxi-muriatique, et la faire bouillir avec la cire. Sur le *blanchiment* de cire, voyez *Beckmann*, dans les Nov. Comment. reg. Soc. Gott., t. 5.

Le *blanchiment* de la soie, de la laine et des substances animales en général, se fait d'une autre manière. Selon Baumé, la soie jaunâtre doit être trempée dans l'eau à 25 degrés Réaum., pour séparer les fils qui collent en-

semble. On fait digérer cette soie 2 fois de suite dans l'alcool mêlé de $\frac{1}{64}$ de son poids d'acide muriatique entièrement exempt d'acide nitrique. Après cette opération, qui enlève à la soie son principe colorant et la gomme en partie, on la lave avec soin. Il faut la tendre alors pour qu'elle ne se crispe pas, et on la fait sécher. (Annal. de Chim., t. 17.)

La laine ou les étoffes de laine doivent être nettoyées avec l'urine putride ou avec le savon; on les trempe ensuite dans une lessive composée d'une partie de potasse et de 200 parties d'eau de rivière. Lorsque la laine a séjourné assez long-temps dans ce liquide pour en être pénétrée, on l'enlève, et, après l'avoir comprimée, on la met dans un bain de partie égale d'acide muriatique liquide et d'eau. On couvre le vase d'un couvercle qui ferme bien; on retourne les étoffes au bout de 12 heures pour que la partie supérieure soit en-dessous. Au bout de 12 heures on enlève les étoffes, on les lave à grande eau, et on les fait sécher. (Voyez *Hermbstædt*, au Magasin pour les teinturiers.)

Blanchiment de l'argent. Excoctio. *Aussieden.*

Opération par laquelle on enlève la surface de l'or ou de l'argent salie par d'autres métaux, à l'aide de menstrues convenables.

On fait rougir l'argent allié au cuivre et devenu rouge; après le refroidissement, on le jette ensuite dans une lessive composée de parties égales de tartre et de muriate de soude. Après un quart d'heure d'ébullition, on l'ôte et on le frotte avec une brosse.

On purifie de la même manière l'or allié au cuivre en le faisant bouillir dans une lessive de muriate d'ammoniaque et d'urine, ou dans l'acide nitrique très-étendu, ou bien encore dans une lessive composée de sulfate de zinc, de muriate d'ammoniaque et de vert-de-gris.

BLENDE. *Voyez* Zinc.

BLEU DE MONTAGNE. Cæruleum montanum. *Bergblau.*

On a donné ce nom à un hydrate de cuivre naturel qui se trouve principalement dans le Tyrol, où on le prépare pour la peinture en le brocardant et en le lavant. On appelle aussi *cendre bleue* un composé dont on se sert également pour la teinture, et dont la préparation a été longtemps inconnue. On la fabriquoit seulement en Angleterre, d'où on l'envoyoit dans les autres pays. Pelletier en a fait l'analyse, et a donné sa composition. On dissout du cuivre à une basse température dans de l'acide nitrique étendu; on ajoute à la dissolution de la chaux vive en poudre; on agite bien le mélange pour favoriser la décomposition. On lave le précipité à grande eau, et on laisse égoutter sur une toile. On le porphyrise alors en y ajoutant encore 7 à 10 pour cent de chaux; le précipité qui étoit d'abord vert, devient bleu.

Le *bleu de montagne* est composé, selon Pelletier, de

Oxide de cuivre . . .	50
Acide carbonique . . .	30
Oxigène	10
Chaux.	7
Eau.	3
	100

BLEU DE PRUSSE. Cæruleum Berlinense. *Berlinerblau.*

La découverte de ce composé, faite en 1704, est due au hasard. Stahl rapporte dans ses 300 expériences, n° 231, les circonstances par lesquelles le *bleu de Prusse* a été découvert. Un marchand de couleur, nommé Diesbach, préparant une laque de cochenille, et voulant obtenir un précipité d'un mélange d'une décoction de cochenille avec l'alumine et du sulfate de fer, comme il n'avoit pas d'alcali, il prit chez Dippel, chez qui il travailloit, du sel de tartre. Ce chimiste avoit distillé dessus plusieurs fois de l'huile animale; Diesbach remarqua avec étonnement que la laque précipitée par cet alcali, au lieu d'être rouge, étoit bleue. Dippel, qui avoit eu connoissance de ce phénomène, s'aperçut que cela provenoit

de la nature de l'alcali. Il varia ses essais, et il parvint à confirmer la découverte du *bleu de Prusse*.

Cette substance est décrite dans les Mémoires de l'Académie de Berlin pour 1710; mais on cacha le procédé. Sa fabrication resta secrète jusqu'en 1724, que Woodward la publia dans les Philos. Trans.

On prépare le *bleu de Prusse*, dans les fabriques, de différentes manières; tout se réduit cependant à avoir une bonne lessive de prussiate de potasse. Autrefois on employoit le sang; aujourd'hui on se sert aussi de cornes, d'ongles, et d'autres substances animales. Le procédé suivant donne un beau *bleu de Prusse*.

On fait coaguler le sang de bœuf par l'ébullition, et on le fait sécher ensuite; on fait fondre au contraire les cornes et les ongles à une chaleur moyenne, de manière à obtenir une masse de consistance de bouillie. Aussitôt que cette pâte est refroidie, elle se laisse facilement pulvériser. On mêle alors exactement 100 livres de sang desséché ou des cornes pulvérisées avec 100 livres de potasse, et on porte le mélange dans un fourneau à calciner; on donne peu de feu la première heure, et on l'augmente jusqu'à ce que la masse soit rouge. Il se dégage beaucoup de fumée mêlée de flamme. Lorsque l'une et l'autre viennent à cesser, on enlève la masse du fourneau, et on la laisse refroidir. On verse dessus 200 pintes d'eau bouillante, et l'on remue souvent la masse. Au bout de huit jours, on filtre la lessive à travers de doubles toiles. La liqueur filtrée est la *lessive du sang* qu'on peut regarder comme la base de l'opération.

D'un autre côté, on fait dissoudre 25 livres de sulfate de fer pur dans une quantité suffisante d'eau; on fait bouillir la solution pendant un quart d'heure avec la tôle. On passe alors la liqueur à travers des toiles, et on l'entretient chaude. D'une autre part, on dissout dans une chaudière 100 livres d'alun, et on mêle la solution filtrée encore chaude avec celle du sulfate de fer. On ajoute alors à ce mélange de la lessive de prussiate de potasse, jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'effervescence, et qu'il ne se forme plus de précipité. Après un jour de repos, on met le tout sur des toiles, et on laisse égoutter.

On reprend la masse de dessus les toiles, et on la met dans des vaisseaux que l'on remplit d'eau; on divise le sédiment par l'agitation. On répète 5 à 6 fois l'opération pour bien laver le précipité; on remet le tout sur le filtre; lorsque la matière est bien égouttée, on la fait sécher sur des claies à l'ombre, et non au soleil.

Il est essentiel que la potasse employée ne contienne pas de sulfate, parce que ce sel seroit décomposé par le charbon; le prussiate contiendroit alors un sulfure de potasse qui formeroit, dans la dissolution du sulfure de fer, un précipité noir. Il ne faut pas non plus que le charbon animal soit trop rougi, parce qu'il perd, selon Gay-Lussac, l'azote, et devient impropre à produire le principe colorant du *bleu de Prusse*, ni l'ammoniaque.

Si la potasse n'est pas saturée par l'acide prussique, elle précipite une partie d'oxide de fer d'un gris verdâtre. On peut éviter cet inconvénient par une addition d'acide sulfurique étendu; il redissout l'oxide, et la couleur bleue reste intacte.

Les chimistes ont donné différentes explications de la nature du *bleu de Prusse*. Ils reconnoissoient tous que le fer y existoit, mais les opinions étoient partagées sur le principe colorant. Ils croyoient s'approcher de l'objet en donnant à la potasse cette propriété par d'autres substances. Brown trouva, en 1724, que la potasse rougie avec la viande avoit acquis les mêmes propriétés. Il expliqua le phénomène d'après un principe bitumineux que le sang développoit du fer, et qu'il s'unissoit avec l'alumine. Geoffroy, le médecin, découvrit, en 1725, que l'huile, la laine, la corne de cerf et l'éponge calcinées avec la potasse avoient la même action sur le sulfate de fer; il adopta au reste la théorie de Brown. (Mém. des Sciences, 1726, p. 221.)

Neumann traita les alcalis par différentes huiles, et leur donna la même propriété colorante. L'abbé Menon, correspondant de l'Académie de Paris, regardoit le *bleu* comme une couleur particulière de fer purifié par le sang. (Mém. des Sav. étrang., t. 1, p. 406.)

Pendant un espace de 40 ans, on n'a rien ajouté à la découverte de Diesbach; sinon que plusieurs substances tirées

du règne animal pourroient donner à la potasse la propriété de former une couleur bleue avec le fer.

Les observations de Macquer, en 1752, furent bien plus importantes. Il découvrit 1° qu'en versant un alcali dans un sel ferrugineux, il se formoit un précipité jaune soluble avec des acides, et que si l'on versoit dans le même sel un alcali phlogistiqué, le précipité étoit vert; 2° que les acides ne dissolvoient qu'une partie du précipité, et qu'il restoit une poudre insoluble d'un *bleu* foncé : le précipité vert est par conséquent un composé de deux substances différentes, dont l'une est du *bleu de Prusse*; 3° que l'autre partie étoit un oxide jaune ou un oxide brun de fer : la couleur verte provient donc d'un mélange du *bleu* avec le jaune; 4° que lorsqu'on expose le *bleu de Prusse* au feu, la couleur est détruite et le résidu ressemble à l'oxide ordinaire de fer : il est par conséquent composé de fer et d'une autre substance qui se volatilise par la chaleur; 5° que si l'on fait bouillir le *bleu de Prusse* avec la potasse caustique, il perd sa couleur et la potasse acquiert la propriété de l'alcali phlogistiqué; 6° que les parties constituantes du *bleu de Prusse* sont, d'après cela, du fer combiné avec une substance qui peut être séparée par la potasse; 7° que l'alcali qu'on fait bouillir avec le *bleu* se sature entièrement du principe colorant; 8° que le principe une fois combiné avec le fer, on ne peut le séparer par aucun acide; 9° que lorsqu'on mêle l'alcali phlogistiqué avec un sel à base de fer, il y a décomposition double : l'acide se combine avec l'alcali, et le principe colorant avec le fer; 10° que le *bleu de Prusse* précipité contient quelquefois de l'oxide jaune de fer, cela vient de l'alcali qui n'est pas saturé par le principe colorant; mais cet oxide jaune se dissout dans l'acide sulfurique, et le *bleu* reste isolé.

Les expériences de Macquer répandirent beaucoup de lumière sur ce singulier composé et sur la nature de la décomposition double. Mais le principe colorant restoit toujours inconnu; Macquer le supposa être le phlogistique.

L'opinion de Macquer fut généralement suivie pendant 20 ans. Les chimistes cherchoient des substances pour

phlogistiquer l'alcali. Weissmann et Delius trouvèrent cette propriété dans les huiles empyreumatiques; Model dans la suie; Cartheuser dans plusieurs espèces de cendre végétale; Jacobi dans le charbon de la vigne; Spielmann dans les bitumes; Goettling dans plusieurs espèces d'éponges.

Enfin, on eut l'idée que le principe colorant pouvoit être un acide. Guyton soupçonna, en 1772, que ce n'étoit pas du phlogistique pur, mais probablement un acide; Sage annonça que c'étoit de l'acide phosphorique; Lavoisier pensa le contraire (Mém. de Par., 1777). Bergmann, dans ses Remarques sur la Chimie de Schœffer, supposa le principe colorant être un acide particulier. Plusieurs chimistes, surtout Delius et Scopoli, examinèrent les produits que le *bleu de Prusse* fournit par la chaleur; ils observèrent qu'il se dégageoit une quantité considérable d'ammoniaque. Deyeux et Parmentier ont confirmé cette observation lorsqu'ils traitèrent le *bleu* par la chaux et les alcalis fixes. Fontana, distillant de l'acide sulfurique sur le *bleu*, observa qu'il étoit converti en acide sulfureux; il trouva de même que le *bleu* détonnoit avec le salpêtre. Landriani obtint, par la distillation, outre l'ammoniaque, un mélange de gaz azote et de gaz hydrogène qui brûla d'une flamme *bleue*, et qui ne détonna pas avec le gaz oxigène.

La science en étoit là lorsque Schéele démontra, par des expériences décisives, imprimées dans les Mém. de l'Academ. de Suède, en 1782 et 1783, la véritable composition du *bleu de Prusse*, et la séparation du principe colorant. *Voyez* les articles ACIDE PRUSSIQUE, PRUSSIATES DE POTASSE et DE FER.

Le *bleu de Prusse* est une combinaison triple d'acide prussique, de fer et d'alumine; la dernière substance retient quelquefois un peu d'acide sulfurique. L'addition d'alun offre d'abord l'avantage de saturer l'excès de potasse par un acide libre, et puis l'alumine rend le précipité très-foncé et lui donne plus de corps. Le *bleu de Prusse* doit être d'un beau *bleu* foncé, léger et peu brillant dans sa cassure; il ne doit pas devenir mucilagineux

dans l'eau bouillante. Sous le point de vue chimique, ce sel ne diffère pas du prussiate de fer.

Lorsqu'on précipite le sulfate de fer, sans addition d'alun, par le prussiate de potasse, le précipité est plus foncé; on l'appelle *bleu de Paris*. Le soi-disant *bleu d'Erlangen* est le même que celui de Berlin.

Le *bleu de Prusse* sert plus particulièrement dans la peinture; on a aussi essayé de l'appliquer sur les étoffes, mais on n'a pas encore parfaitement réussi.

(Voyez *Demachy* et *Weber*; *Gmelin*, Chymische Grundsætze der Gewerbskunde, 1795.)

BOCARD. *Voyez* Métaux.

BOIS. Lignum. *Holz*.

Tous les arbres et la plupart des plantes contiennent une substance particulière rangée parmi les matériaux immédiats des végétaux, et qui est connue sous le nom de *ligneux*. Elle paroît être le dernier produit de la végétation, comme les os pour les animaux.

Il existe une grande variété dans les espèces de *bois*. On les distingue par la dureté, la couleur, la pesanteur spécifique, etc. Ces différences dépendent des mélanges qui dérivent en grande partie de l'organisation du végétal.

En général, les *bois* des contrées méridionales sont plus résineux que ceux du nord. Ils sont fréquemment colorés. La coloration dépend de matières étrangères que l'on peut leur enlever par l'eau, l'alcool, les acides, les alcalis, etc. Ceux qui sont noirs perdent difficilement leur couleur; peut-être est-elle occasionnée par un commencement de carbonisation.

Dans l'eau, le *bois* est plus ou moins décomposé, la destruction a surtout lieu aux endroits qui sont en contact avec l'air et l'eau. On préserve le *bois* de cette action en charbonnant sa surface. Sur le changement que le *bois* éprouve par l'action de l'air et de l'humidité, *voyez* article Putréfaction.

Le *bois* a presque toujours plus ou moins d'odeur et de

saveur, ce qui provient de parties étrangères, de l'extractif, de sels, de résines, etc.

Lorsqu'on brûle le *bois* en supprimant la flamme, il reste du charbon qui conserve la forme du *bois* brûlé. Comme ce changement a seulement lieu pour le *bois*, tandis que les autres parties du végétal se volatilisent, on peut, par la quantité de charbon, estimer à peu près la quantité de *bois* contenu dans un végétal. Proust estime la quantité de charbon de 100 parties de *bois* de différents arbres de la manière suivante :

Du frêne noir	0,25
Bois de gayac.	0,24
Pin.	0,20
Chêne frais.	0,20
Noyau de chêne. . . .	0,19
Frêne sauvage	0,17
Frêne blanc.	0,17

La quantité de charbon qui provient du *bois*, dépend cependant toujours du contact de l'air plus ou moins considérable ; une partie de charbon est détruite par le contact de l'air, qu'on ne peut jamais entièrement éviter.

En grand, on charbonne quelquefois le *bois* dans les mines que l'on remplit de *bois*, et dans lesquelles on jette du *bois* jusqu'à ce que les mines soient remplies de charbon. On y applique alors un couvercle humecté, sur lequel on met une couche épaisse de terre pour éviter la combustion ultérieure. Au bout de quelques jours, on ouvre la mine et on enlève le charbon. On emploie principalement ce procédé lorsque le charbon est destiné pour la préparation de la poudre.

Dans nos forêts, on construit des tas de *bois* dans lesquels on établit des courants d'air de la surface jusqu'au milieu qui se réunissent dans une grande cheminée. On met le feu au milieu du tas ; à mesure que la flamme arrive à la surface, on couvre d'une couche de terre, et on bouche les courants d'air. On étouffe ainsi la flamme ; mais la chaleur devient tellement grande que si la com-

ustion rapide cesse, le *bois* continue à brûler lentement
usqu'à ce que tout soit converti en charbon.

Chaptal, lorsqu'il avoit la direction de la fabrication de la poudre, remarqua qu'il y avoit une différence dans le charbon, si le *bois* étoit brûlé dans la mine ou à l'air libre. Dans le premier cas, il étoit plus léger et moins dur que dans le second. *Voyez* article Charbon.

Lorsqu'on chauffe le charbon au contact de l'air, le carbone se brûle entièrement et il ne reste que les parties fixes, comme les terres, les sels, etc. *Voyez* article Cendre.

Lorsqu'on emploie le *bois* comme combustible, il faut avoir égard à sa qualité.

Les *bois* durs donnent plus de flamme et de chaleur, et se consument plus lentement. Le *bois* mou donne une belle flamme, chauffe rapidement, mais cesse bientôt. Les *bois* résineux rendent beaucoup de flamme, mais ils répandent beaucoup de fumée.

Dans toutes les fabriques où l'on a besoin d'une flamme vive, comme dans une manufacture de porcelaine, on fend le *bois* en long et on le fait sécher avec soin. Il brûle alors très-rapidement et n'exhale pas de vapeurs aqueuses qui, lorsqu'elles se répandent dans l'intérieur du fourneau, font manquer le travail.

Le climat, la qualité du sol, etc., ont une influence décisive sur la même espèce de *bois*. Les arbres exposés au soleil du midi, ou qui croissent dans un terrain sec, brûlent mieux que ceux qui sont placés vers le nord, ou dans un sol gras et humide.

Le *bois* coupé dans l'hiver brûle mieux que celui coupé au printemps ou dans l'été.

Le *bois* est plus pur dans la *fibre ligneuse*, ou dans la partie qui reste, lorsqu'on lui a enlevé les substances extractives.

La matière qui fait la base du *bois*, consiste en fibres longitudinales. Elles se laissent diviser facilement en fibres minces. La fibre ligneuse est un peu transparente, sans saveur et sans odeur; elle est inaltérable à l'air. C'est un des principes les plus indestructibles, si l'on excepte sa combustion.

L'eau et l'alcool ne la dissolvent pas. Les alcalis fixes lui donnent, à l'aide de la chaleur, une couleur brun foncée, la ramollissent et la décomposent.

Lorsqu'on la chauffe, elle se carbonise sans se fondre et sans former d'écumes. Elle exhale une fumée âcre désagréable, et laisse un charbon qui conserve la force de la masse primitive. A la distillation on obtient un liquide acide. *Voyez* l'art. Acide pyro-ligneux.

Le résidu que Fourcroy obtint dans la décomposition du quinquina, peut être regardé comme la fibre ligneuse pure. L'acide nitrique la convertit en grande partie en acide oxalique; il se forme, en outre, un peu d'acide citrique, malique et acétique; il se dégage aussi un peu de gaz azote. Par le traitement de l'acide nitrique, Fourcroy obtint de 100 parties de fibres ligneuses :

Acide oxalique	56,250
— citrique.	3,505
— malique	0,388
— acétique	0,486
Gaz azote.	0,867
Carbonate de chaux . .	8,330
	70,226

Il resta 32,031 de résidu. Pendant l'opération, il se dégagea du gaz acide carbonique, dont la quantité ne fut pas déterminée. L'augmentation du poids provient probablement de l'oxigène que l'acide nitrique avoit cédé à ces produits.

Cent parties de ce résidu soumis à la distillation, ont donné les produits suivants :

26,620	d'une liqueur jaune contenant de l'ammoniaque et un acide qui avoit l'odeur d'acide pyro-muqueux;
6,977	d'une huile concrète, soluble dans l'alcool;
22,995	de charbon . . . . } comme résidu dans la cornue;
3,567	de carbonate de chaux, } comme résidu dans la cornue;
39,846	un mélange à partie égale de gaz acide carbonique et de gaz hydrogène carboné.
100	

(Annal. de Chim., t. 8, p. 153.)

D'après cela, il faut regarder la fibre ligneuse comme un composé triple de carbone, d'hydrogène et d'oxigène, dans lequel le carbone est la partie prédominante. Le *bois* est donc composé de fibre ligneuse combinée avec la résine, l'extractif, la gomme, plusieurs matières colorantes, des alcalis, des terres, des oxides métalliques, des acides, et dans des proportions très-variées. La nature de ces substances et leur quantité, déterminent principalement la qualité des *bois*. Ces matières sont cependant peu importantes en comparaison de la fibre ligneuse.

Chaptal regarde la fibre ligneuse comme très-analogue au mucilage, et il faut convenir que les germes et le ligneux renferment les mêmes parties constituantes. Chaptal a fait voir de plus que les sucs des végétaux peuvent être convertis en une espèce de ligneux par l'acide muriatique oxigéné. Si l'on considère que les sucs contiennent de la gomme et de la résine, et qu'après la fermentation du ligneux on y trouve la résine non décomposée, l'opinion de Chaptal acquiert quelque probabilité. Cette opinion paroîtroit encore plus probable si l'on pouvoit démontrer que l'extractif combiné avec l'oxigène, prend le caractère du *bois*, car le précipité qu'obtint Chaptal, étoit sans doute de l'extractif.

BOL D'ARMÉNIE. Argilla bolus. *Bol.*

Ce fossile se trouve en Arménie et dans quelques autres endroits. Son tissu est terreux, sa cassure est parfaitement écailleuse. L'intérieur de quelques espèces est mat. Il est opaque, peu éclatant, se laisse rayer par l'ongle. Sa pesanteur est de 1, 4 à 2. Par la raclure il devient éclatant. Il happe à la langue. Il est gras au toucher. Sa couleur est rouge; d'un côté il passe au jaune, et de l'autre au brun.

On a attribué des vertus particulières à la terre de Lemnos, qui appartient à ce genre. Anciennement on en faisoit de petits gâteaux marqués d'une biche, symbole de Diane, d'où lui vient le nom de *Terra Sigillata*, aussi *Sphragis*. Encore aujourd'hui la terre de Lemnos arrive tantôt marquée par le cachet du gouverneur, tantôt d'un autre cachet.

Bergmann l'a trouvée composée de

Silice	47,0
Alumine	19,0
Carbonate de magnésie . .	6,0
— de chaux.	5,4
Oxide de fer	5,4
Eau et air	17,0
	99,8

Avec la terre de Bucaros en Portugal, qui appartient aussi au genre des *bols*, on prépare des vases poreux dont on se sert pour refroidir les boissons. On l'emploie aussi pour les pipes et comme couleur dans la peinture à fresque.

BORACITE. *Voyez* BORATE DE CHAUX.

BORATES. L'acide boracique forme avec les bases salifiables des sels qu'on appelle *borates*. Les métaux doivent cependant être préalablement oxidés, si l'on en excepte le fer, le zinc, et peut-être le cuivre.

Les bases salifiables suivent, selon Bergmann, pour l'affinité, l'ordre suivant : chaux, barite, magnésie, potasse, soude ammoniaque, zinc, fer, plomb, étain, cuivre, nickel, mercure, alumine.

BORATES ALCALINS.

BORATE D'AMMONIAQUE. L'acide boracique se combine avec l'ammoniaque; on obtient un sel neutre en petits cristaux polyèdres dont, selon Hartmann, 8 faces sont presque des rhombes. Ce sel cristallise par le refroidissement; il a une saveur âcre urineuse, et verdit le sirop de violette. Les cristaux sont un peu efflorescents à l'air. D'après Wenzel, ce sel se décompose au feu; l'ammoniaque et une partie d'acide boracique se dégagent.

Selon Fourcroy, la décomposition a lieu en faisant évaporer la dissolution. Le *borate d'ammoniaque* se fond à une foible chaleur; selon Lassone, en un verre grisâtre transparent qui est effleurescent. Les autres alcalis et terres alcalines en dégagent l'ammoniaque.

Mascagni trouva ce sel dans les lacs de Velterrano et dans le voisinage de Siena.

Avec la magnésie, il forme un sel triple dont on ne connoît pas encore les propriétés.

Borate de potasse. D'après Wenzel, 100 grains d'acide boracique demandent 30 grains de potasse pour leur saturation. Ce sel ne cristallise qu'avec un excès de base. Les cristaux sont des prismes à 4 faces d'un diamètre considérable. Ce sel a une saveur lixivielle, est inaltérable à l'air; au feu il se boursouffle comme la chaux, et se vitrifie ensuite. Le verre se redissout entièrement dans l'eau lorsqu'il est fondu dans un vaisseau de verre. Dans un creuset, une partie de la terre est dissoute par le sel. Il est plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide, et on peut le faire cristalliser par le refroidissement.

Les dissolutions de chaux de barite et de strontiane enlèvent à ce sel son acide; la plupart des acides lui enlèvent sa base, et l'acide boracique se sépare à l'état cristallin.

Baron, qui paroît avoir fait ce sel le premier, le préparoit en faisant rougir du salpêtre avec l'acide boracique. La chaleur dégage de l'acide nitrique; il reste une masse saline qui, dissoute dans l'eau, laisse cristalliser le *borate de potasse*.

Borate de soude. Pour opérer une combinaison neutre de l'acide boracique avec la soude, il faut, selon Bergmann, ajouter au borax la moitié, et, selon Withering, le double de son poids d'acide boracique.

D'après Wenzel, 60 grains de soude saturent 230 grains d'acide boracique. Ce sel ne cristallise pas; il forme une masse visqueuse; il se combine avec un excès de base, et produit le borax. *Voyez* ce mot.

BORATES TERREUX.

Borate d'alumine. Lorsqu'on fait bouillir l'alumine humide nouvellement précipitée avec l'acide boracique dans beaucoup d'eau, par l'évaporation il reste une masse

gommeuse astringente qui est le borate d'alumine. La combinaison s'opère également quand on fait bouillir ensemble du borax et de l'alun dissous dans l'eau. L'acide sulfurique de l'alun se combine avec la soude du borax; une partie d'alumine se précipite; le sulfate de soude cristallise d'abord, et l'eau-mère contient le *borate d'alumine*. Ce sel se vitrifie au feu; la chaux, la magnésie et les alcalis en précipitent l'alumine.

Mascagni l'a rencontré dans les lacs de Siena.

Borate de barite. On obtient ce sel en versant dans une dissolution d'acide boracique de l'eau de barite; il se précipite une poudre blanche insoluble. L'acide boracique ne tient que foiblement à la barite; les acides végétaux les plus foibles décomposent ce sel, selon Bergmann.

Borate de chaux. On fait cette combinaison en versant dans de l'acide boracique, ou dans un *borate* alcalin, de l'eau de chaux. Dans l'un et l'autre cas, le *borate de chaux* se précipite; ce sel est insoluble; il fond au feu en un verre demi-transparent. Aucune des bases salifiables ne décompose ce sel.

Borate de silice. Cette combinaison ne peut avoir lieu qu'à l'aide d'une forte chaleur. Alors le sel fond comme du verre. Les lessives alcalines le décomposent par l'ébullition. Plusieurs bases alcalines peuvent se combiner avec le *borate de silice* par la fusion. La silice peut s'unir à plusieurs *borates* et former un verre très-solide.

Borate de strontiane. Hope a le premier fait cette combinaison en versant de l'acide boracique dans de l'eau de strontiane. Il obtint une poudre blanche soluble dans 130 parties d'eau; la dissolution verdit le sirop violat; le sel paroît contenir un excès de base.

Borate de magnésie. On peut préparer ce sel de toute pièce; on le trouve aussi dans la nature. Bergmann l'obtint en projetant de la magnésie dans une dissolution chaude d'acide boracique. La terre s'y dissout lentement, et, par l'évaporation de la liqueur, le *borate de magnésie*

s'en sépare en petits cristaux irréguliers. Ce sel se vitrifie au feu; son verre transparent est inaltérable à l'air. La magnésie est cependant si foiblement unie à l'acide boracique, que l'alcool peut l'en séparer. Le papier qui a été trempé dans sa dissolution chaude brûle avec une flamme verte. Si l'on verse plusieurs sels magnésiens dans des *borates* alcalins, il se précipite une poudre blanche qui est un *borate de magnésie.* Ce sel est insoluble.

Quatre parties d'acide boracique et 1 partie de magnésie fondent au feu; il en résulte une masse qui se dissout dans l'eau bouillante. Bergmann, qui a examiné ce sel, croit qu'il contient un excès d'acide que l'alcool peut dissoudre.

La combinaison naturelle de l'acide boracique avec la magnésie présente le *boracite.* Ce fossile se trouve à Lunebourg, implanté dans le gypse au Kalkberg. On l'appeloit d'abord *spath cubique*, ensuite *spath sédatif;* aujourd'hui on l'appelle généralement *boracite.*

Le boracite est cristallisé en cubes transparents ou opaques; plusieurs ou tous ses angles et bords sont tronqués. Les cristaux sont si durs qu'ils raient le verre et qu'ils étincellent au choc du briquet. Leur pesanteur spécifique est de 2,566. Ils sont électriques par chaleur; l'angle obtus devient positif et l'angle opposé devient négatif. (Haüy.)

Le boracite est insoluble dans l'eau, et inaltérable à l'air. Lorsqu'on le chauffe, il décrépite. La chaleur rouge lui fait perdre son éclat, mais peu de son poids. A la chaleur blanche cette perte est de 0,005; si la chaleur est forte, il fond en un verre jaune.

D'après l'analyse de Westrumb, il est composé de

Acide boracique	63
Magnésie	13,5
Chaux	11
Silice	2
Alumine	1
Oxide de fer	0,75
	96,25
Perte	3,75

Le boracite est donc un sel triple d'acide boracique de magnésie et de chaux. *Voyez* les Mém. de Chim. de *Westrumb* et *Heyer*, dans les Ann. de Crell, 1788, t. 2, p. 21.

Vauquelin regarde cependant ce fossile comme une combinaison d'acide boracique avec la magnésie; la chaux, suivant lui, n'est qu'accidentelle.

Il fut conduit à établir cette opinion par l'expérience suivante. En traitant le fossile pulvérisé par des acides, il remarqua une efflorescence. Il employa l'acide acéteux pour enlever la chaux, mais cet acide foible attaqua aussi le fossile.

Il versa dessus de l'acide muriatique, et à l'aide de la chaleur il parvint à tout dissoudre. Il fit évaporer la solution jusqu'à siccité pour chasser l'excès d'acide, et il dissout ensuite le résidu dans l'eau froide. Il sépara ainsi la plus grande quantité de l'acide boracique qui resta intact dans l'eau froide. La dissolution fut étendue d'eau, et on y versa de l'oxalate d'ammoniaque, qui n'indiqua pas un atome de chaux.

Si le boracite n'eût contenu qu'un centième de chaux, Vauquelin l'auroit découvert par ce moyen. D'après cela, il considère la chaux comme accidentelle et la cause de l'opacité du sel.

L'acide boracique est si foiblement uni aux alcalis et aux terres, que tous les acides (excepté l'acide carbonique) peuvent l'en séparer par la voie humide. Le contraire a lieu par la voie sèche; la fixité de l'acide boracique opère ce que la force de l'attraction ne peut faire. L'acide boracique sépare tous les acides volatils par la chaleur, excepté l'acide sulfurique.

Les caractères des *borates* alcalins et terreux sont:

1° De se vitrifier au chalumeau.

2° Si l'on fait bouillir des dissolutions concentrées de ces sels, avec l'acide sulfurique, l'acide boracique cristallise en écailles par refroidissement.

3° De n'être pas décomposés par les corps combustibles.

4° D'entrer en fusion avec la plupart des oxides métalliques, et de former avec eux des verres colorés.

BORATES MÉTALLIQUES.

Borate d'antimoine. L'acide boracique n'agit pas sur l'antimoine ; mais le borax le précipite de ses dissolutions dans les acides sous la forme d'une poudre blanche.

Borate d'arsenic. L'acide boracique n'attaque pas l'arsenic métallique ; il dissout l'oxide blanc et forme avec lui des sels qui sont à peine solubles dans l'eau. Si l'on expose partie égale d'oxide d'arsenic et d'acide boracique au feu, on obtient une masse soluble dans l'eau. Le *borate d'arsenic* se précipite de cette dissolution sous forme cristalline, et quelquefois à l'état pulvérulent de couleur grisâtre.

Borate de plomb. Lorsqu'on fait digérer dans une dissolution chaude d'acide boracique de la limaille de plomb, le *borate de plomb* se forme, d'après Palm, en une poudre sablonneuse. Une partie d'acide boracique, fondue avec 2 parties de *minium*, donne, selon Reuss, un verre verdâtre insoluble dans l'eau ; mais ce n'est probablement pas du *borate de plomb*. Lorsqu'on verse dans le nitrate de plomb du *borate* de soude, le *borate* métallique se précipite en poudre blanche, qui fond au chalumeau en un verre insoluble.

Borate de fer. La dissolution de l'acide boracique n'agit que foiblement sur le fer ; il se dégage du gaz hydrogène. La plus grande partie de l'oxide de fer se précipite immédiatement après. Lorsqu'on fait évaporer la dissolution, il se forme des cristaux fasciculaires. Le *borate de fer* se précipite sous forme d'une poudre d'un jaune pâle, en versant du sulfate de fer dans une dissolution de *borate* de soude. Ce sel est insoluble dans l'eau, et se vitrifie facilement au chalumeau.

Borate de cobalt. L'acide boracique n'agit pas sur le cobalt métallique ; mais le *borate* de soude précipite des dissolutions de cobalt une poudre rougeâtre insoluble.

Cette poudre se fond en un verre bleu par la chaleur. Ces expériences ont été cependant toujours faites avec du cobalt impur.

Borate de cuivre. Selon Palm, on prépare ce sel en triturant long-temps de la limaille de cuivre avec une dissolution d'acide boracique ; on fait ensuite digérer ; par l'évaporation, on obtient des cristaux jaunâtres.

Dans cette dissolution, les alcalis fixes occasionnent un précipité ; mais l'ammoniaque ne la rend pas bleue. Lorsqu'on verse du *borate* de soude dans du nitrate de cuivre, le *borate de cuivre* se précipite en gelée d'un jaune pâle. Par la dessication, il devient plus foncé et se dissout difficilement dans l'eau. Ce sel se vitrifie au feu et contracte, par une chaleur continue, une couleur rouge.

Le cuivre métallique n'est pas attaqué à la chaleur rouge par l'acide boracique ; mais l'oxide de cuivre forme avec lui un verre insoluble.

Borate de manganèse. Lorsqu'on verse du *borate* alcalin dans le sulfate de manganèse, le *borate de manganèse* se précipite en une poudre insoluble. Bourguet obtint, en exposant à une chaleur violente un mélange de partie égale d'oxide noir de manganèse et d'acide boracique un verre insoluble d'un bleu foncé. Il y eut dégagement de gaz oxigène. *Voyez* Dictionnaire de Bourguet, tom. 1.

Borate de nickel. On le prépare en versant du *borate* alcalin dans une dissolution de nickel. Ses propriétés ne sont pas encore connues.

Borate de mercure. On obtient ce sel sous la forme d'une poudre jaunâtre, en versant du nitrate de mercure dans du *borate* de soude neutre. Il est insoluble dans l'eau : mais l'addition du muriate d'ammoniaque le rend soluble. L'eau de chaux le précipite de sa dissolution. Hassenfratz a trouvé sa pesanteur spécifique de 2,266. L'acide boracique n'a pas d'action sur le mercure métallique.

Borate d'argent. En versant dans une dissolution de nitrate d'argent du *borate* alcalin, il se forme un précipité blanc insoluble. Ses propriétés ne sont pas encore examinées.

Borate de bismuth. Le bismuth métallique n'est pas

ttaqué par l'acide boracique. Le *borate* de soude précipite de la dissolution de nitrate de bismuth une poudre blanche.

Borate de zinc. A l'aide de la chaleur, la dissolution de l'acide boracique dissout une petite quantité de zinc. La liqueur a un aspect laiteux, l'addition de l'alcali en précipite un oxide de zinc. Si on évapore la dissolution, on obtient des cristaux d'une forme non déterminée. On peut se procurer le même sel en versant du *borate* de soude neutre dans du sulfate de zinc.

Si l'on fait fondre 1 partie d'acide boracique avec 2 parties d'oxide de zinc, on obtient, d'après Storr, une scorie insoluble qui est verdâtre à la surface et brune du côté inférieur.

Borate d'étain. Si l'on fait digérer, pendant long-temps, l'acide boracique avec la limaille d'étain, une petite quantité de métal se dissout, d'après Palm. Par l'évaporation, on obtient de petits grains cristallins. Les alcalis décomposent ce sel.

Le *borate* de soude neutre donne aussi une poudre blanche, lorsqu'on le verse dans une dissolution de muriate d'étain. Cette poudre se fond à une chaleur violente en une scorie opaque.

Selon Palm, on peut fondre ensemble partie égale d'acide boracique et de limaille d'étain; il reste une scorie grise qui se dissout dans l'eau. Par l'évaporation, on obtient du *borate d'étain* en petits cristaux polyèdres.

BORAX, BORATE SURSATURÉ DE SOUDE. Borax, Chrysocolla. *Borax*.

Ce sel est connu depuis long-temps. Il est incertain si la chrysocolle de Pline est notre *borax;* il n'est pas douteux que Geber ne l'ait connu, et qu'Agricola n'en fasse mention pour la soudure des métaux.

Geoffroy, en 1732, et Baron, en 1748, reconnurent ses parties constituantes; et Bergmann démontra le premier que ce sel étoit avec excès de base.

Le *borax* vient de la Perse, de la Chine, du Japon et du Thibet.

On est encore dans l'incertitude sur son origine. Les rapports les plus dignes de foi s'accordent cependant sur ce qu'on trouve ce sel en partie au fond de plusieurs lacs qui se dessèchent dans la saison chaude. Au Thibet, on le retire de la terre, selon le rapport de Grill Abrahamson.

Le *borax* du Thibet est en cristaux plus ou moins considérables, opaques, d'un gris verdâtre, gras au toucher; il est mêlé de beaucoup de substances étrangères, mucilagineuses et grasses. Les cristaux sont des prismes comprimés, terminés irrégulièrement. Une autre espèce de *borax* brut est en morceaux blancs ou grisâtres; il vient de la Chine; il est moins gras et couvert d'une poussière blanche terreuse. Les Chinois appellent le *borax* cru, *mi poun*, *hovi poun* et *pin poun*; ils appellent la terre dans laquelle on le trouve *pounxa*. Le *borax* cru cristallisé est appelé *tinkal* ou *tinkar*. Voyez *Blane* dans les Phil. Transact., t. 77; *Grill Abrahamson* et *Engstrœm*, dans les Mém. de l'Acad. de Suède.

On raffine le *borax* en Europe; Venise autrefois étoit la seule ville qui possédât une raffinerie, d'où lui vient le nom de *borax de Venise*. Les Hollandais le raffinent aujourd'hui. Leur procédé est encore un secret. Valmont de Bomare, qui a visité une raffinerie, en donne la description suivante. On sépare d'abord, autant que possible, toutes les substances étrangères, et l'on ajoute sur le *borax* cru de l'eau chaude; au bout de quelques jours on verse la lessive sur un tamis de fil de laiton, sur le fond duquel est posée une toile de laine; on fait évaporer la liqueur filtrée, et on la verse dans un vase de plomb (tous les instruments sont doublés en plomb) garni de paille pour retenir les impuretés. Le *borax* cristallise après le refroidissement.

On ajoute au résidu 10 à 12 fois de l'eau chaude pour extraire tout le *borax*, et on traite la lessive de la même manière. On cacha soigneusement une addition; Bomare présuma que ce pouvoit être de l'eau de chaux.

Cent parties de *borax* cru donnèrent, par ce procédé,

80 parties de *borax* purifié; tous les *borax* n'en donnent cependant pas la même quantité. Bomare prend la matière grasse pour un véritable savon, composé d'une graisse animale et de soude. Fourcroy présume que par le procédé suivi en Hollande, on abrége le temps, et qu'on obtient une plus grande quantité de *borax* en séparant aussi celui qui est intimement combiné avec la matière grasse.

On ne traite cependant pas toutes les espèces de *borax* de la même manière; quelques-uns prétendent ajouter avec avantage de la soude. Pour détruire la substance grasse du *borax*, Wiegleb propose de le faire rougir; ce qu'on a fait, dit-on, dans les raffineries de Venise.

Le *borax* purifié est en cristaux irréguliers, qui paroissent être des pyramides doubles à 6 faces. Il est blanc, un peu transparent, a une saveur fade foiblement astringente; il verdit le sirop de violette; à l'air, il perd un peu de son eau de cristallisation, et se couvre d'une légère poussière. Sa pesanteur spécifique est, selon Kirwan, de 1,74.

Exposé à l'action du feu, il entre d'abord en fusion aqueuse. Lorsque l'eau de cristallisation est volatilisée, il se gonfle et se convertit en une masse spongieuse légère. Dans cet état, on l'appelle *borax calciné*; il ne diffère du *borax* qu'en ce qu'il a perdu son eau de cristallisation, qui est, selon Bergmann, de 49 pour cent. Lorsqu'on pousse le feu à le faire rougir, il fond en un verre transparent qui devient cependant à l'air un peu opaque. Le *borax* vitrifié n'a pas changé de nature. On peut le redissoudre dans l'eau. Après l'évaporation, on obtient des cristaux de *borax*. Comme le verre de *borax* a perdu toute son eau de cristallisation, ses changements à l'air ne peuvent pas être attribués à la volatilisation de l'eau; c'est plutôt l'humidité qu'il attire de l'air. On se sert du verre de *borax* comme fondant et comme flux dans le traitement des terres et des pierres dans les creusets ou au chalumeau.

Selon Fourcroy, 12 parties d'eau à 50° Fahr., 10° centig., dissolvent 1 partie de *borax*; il ne faut que moitié d'eau bouillante. D'après d'autres, 3 parties d'eau bouillante peuvent dissoudre 1 partie de *borax*. Si on laisse refroidir cette solution, le *borax* cristallise en pyramides à 6 faces;

BRONZE. *Æs. Bronze.*

On donne ce nom à un alliage de cuivre et d'étain fondu dans diverses proportions, pour rendre le cuivre plus dur, plus élastique et plus fusible. Le but qu'on se propose avec cet alliage, détermine les proportions des parties à prendre.

Les anciens travaillèrent rarement le cuivre à l'état de pureté, et presque toujours avec une addition d'étain. Au moins jusqu'à présent on n'a pas encore analysé de cuivre antique (quelques monnaies exceptées), sans l'avoir trouvé allié à l'étain. La quantité d'étain qu'on y ajoute est très-différente et paroît être renfermée dans les limites de 0,04 et 0,13.

Comme les anciens employoient pour leurs instruments du cuivre de fonte, ils avoient soin d'y ajouter un peu d'étain; cet alliage est plus propre à être travaillé. Une autre circonstance non moins importante, est la grande dureté que le cuivre acquiert par l'addition de l'étain. Le cuivre devient tellement dur, qu'on peut le travailler pour des instruments tranchants et pour les armes; on les préfère même à celles de fer, parce qu'elles ne se rouillent pas. Darcet qui ajouta au cuivre 0,12 d'étain, obtint un alliage d'une dureté si considérable, qu'il pouvoit en faire des lames de couteau assez dures pour tailler des plumes.

Un alliage de 95 parties de cuivre et de 5 parties d'étain (d'après l'analyse de Klaproth), que l'on a vendu à Berlin sous le nom de *chrysochalk* (analogue avec *vox-hybrida, aurichalcum*), avoit une belle couleur d'or et se distinguoit par un haut degré de ductilité.

Un alliage de 5 parties à 6 parties de cuivre contre 1 partie d'étain, dont la pesanteur spécifique étoit de 7,638 jusqu'à 8,265, par conséquent plus considérable que le calcul ne l'indiquoit, donne, selon Muschenbrœck, la meilleure proportion pour le canon. Wallerius recommande 100 parties de cuivre avec 12 parties d'étain, auquel on peut ajouter encore un peu de laiton. Swedenborg conseille de faire fondre 100 parties de cuivre avec 12 à 15 parties de vieil étain, et d'ajouter à la masse *fondue* des morceaux de vieux *bronze*. Savary prétend que l'étain dans le métal de canon, ne doit pas surpasser 0,12 *contre*

C.

CACHOU. Terra catechu ou japonica. *Catechu.*

L'origine de cette substance n'est pas encore bien connue. Petit-Thouars, Annal. du Muséum, t. 6, dit, d'après Garcias et Kerr, que c'est un extrait obtenu par la décoction du bois de *Mimosa catechu* L. Selon Kerr, on coupe l'intérieur du tronc en petits copeaux, que l'on fait bouillir avec une quantité suffisante d'eau et dans un vaisseau de terre jusqu'à ce que l'eau soit réduite à $\frac{1}{15}$. On verse alors la liqueur dans des terrines plates, et on laisse refroidir 2 heures à l'ombre; on expose ensuite ces terrines au soleil; par l'évaporation, il reste un extrait solide sur lequel on répand de la cendre de fumier de vache. La plus grande partie du *cachou* se prépare dans la province de Bahar dans l'Indostan. Le nom vient de *cate*, qui est celui de l'arbre, et de *chu* qui signifie *suc*.

Il est probable que plusieurs végétaux contenant de l'acide gallique et du tannin, fournissent une substance semblable; d'où vient que le *cachou* du commerce varie beaucoup.

Le *cachou* arrive en gâteaux de différente grandeur; il est friable, compacte, d'une cassure brillante, d'un brun châtain et sans odeur sensible; il brûle d'une flamme vive, et se dissout entièrement dans l'eau, quand il est pur. Sa saveur est acerbe, astringente et amère, d'un arrière-goût douceâtre et violacée.

Le *cachou* de commerce a rarement ce degré de pureté; ordinairement sa cassure est plus mate, terreuse et plus brune. Il ne se dissout pas entièrement dans l'eau; il laisse toujours un résidu terreux.

Davy distingue deux variétés de *cachou*, dont l'une vient de Bombay, et l'autre de Bengale. La première est plus claire, d'une pesanteur spécifique de 1,39; la seconde est d'un brun de chocolat; sa pesanteur spécifique est de 1,28. D'après son analyse, cette substance est com-

posée d'une grande partie de tannin et d'un extractif particulier.

On obtient le dernier en lavant le *cachou* pulvérisé jusqu'à ce que la liqueur ne précipite plus la gélatine animale ; ce qui reste est l'extractif. Il est d'un rouge brunâtre et d'une saveur foiblement astringente ; il laisse dans la bouche un arrière-goût douceâtre ; il est sans odeur ; sa solution dans l'eau est d'abord d'un brun jaunâtre, ensuite elle devient rougeâtre. A l'air, la solution alcaline est d'un brun sale. La solution de l'extractif ne change pas les couleurs bleues végétales. Les alcalis et les terres alcalines la rendent plus claire ; mais la solution n'en est pas précipitée.

Le nitrate d'alumine et le muriate d'étain la troublent foiblement ; le nitrate de plomb y forme un précipité d'un brun clair ; le sulfate de fer y forme un précipité vert qui devient noir à l'air. Du linge qu'on fait bouillir dans la dissolution s'empare presque de la totalité de l'extractif, et devient rouge brunâtre. L'extractif exposé à la chaleur se ramollit ; sa couleur devient plus foncée, mais il ne fond pas. Par la distillation, il fournit du gaz acide carbonique, du gaz hydrogène carboné, de l'acide acétique foible et de l'extractif non altéré ; il reste un charbon poreux.

Le tannin du *cachou* est, selon Proust, la seconde variété de tannin. Davy le trouva différent de celui de noix de galle, en ce que le précipité que forment dans sa dissolution les terres et les acides, a une couleur brunâtre. Les carbonates alcalins ne précipitent pas le tannin de la dissolution de *cachou*. Le précipité avec le fer est d'un vert d'olive ; le précipité par la gélatine animale passe au brun.

Voyez *Davy*, Phil. Trans., 1803, p. 252.

CADMIE DES FOURNEAUX. *Voyez* ZINC.

CAFE. *Kaffe*.

Les naturalistes distinguent plusieurs espèces d'arbres qui fournissent les graines de *café*. En grand, on n'en cultive qu'une seule espèce, le *coffea arabica* L. Il y a 200 ans environ que ce végétal étoit entièrement inconnu

en Europe. Il paroît originaire de la Haute-Egypte, d'où on le transplanta dans l'Arabie-Heureuse; depuis long-temps on le cultive dans le pays d'*Yemen*.

Les grains de *café* sont le noyau d'un fruit semblable à la cerise; le noyau est divisé en deux dont chaque graine est la moitié.

Aujourd'hui, les Européens, surtout les Anglais, les Français et les Hollandais, ont établi des plantations considérables de *café* à Java, Zeylon, Surinam, Cayenne, aux Antilles, à l'Ile-de-France et de la Réunion. Toutes ces espèces de *café* n'ont pas les qualités de celui d'Yemen, appelé *Moka*, nom du comptoir où il est vendu.

Quand on verse de l'eau bouillante sur le *café* du commerce, elle acquiert une couleur jaune verdâtre; le *café* frais la rend d'un vert d'émeraude. On peut en préparer une laque.

D'après Dupont-de-Nemours, on s'en sert dans les colonies pour enluminer les dessins.

Lorsqu'on fait bouillir le *café* long-temps dans l'eau, le liquide devient brun; il se forme à la surface une écume en raison d'une petite quantité d'albumine qui se coagule. La liqueur est claire, mais elle se trouble par le refroidissement. La potasse et l'ammoniaque la rendent plus brune. L'eau de chaux y forme un précipité floconneux, et le sulfate de fer la fait passer au noir. La gélatine ne la trouble point. L'acide oxi-muriatique la décolore en partie; l'addition de la potasse rend ce mélange rouge. Selon Cadet, elle ne rougit pas les couleurs bleues; mais la teinture de tournesol en est verdie. D'autres chimistes disent au contraire qu'elle contient un acide libre.

L'alun en est décomposé et la terre qui se précipite est foiblement colorée.

Une livre de *café* desséchée, distillée avec 8 livres d'eau, a donné le résultat suivant: une eau aromatique surnagée d'une huile concrète. Il resta dans la cornue un liquide visqueux; après l'avoir étendu d'eau, on y ajouta de l'alcool qui forma un précipité abondant. Il avoit tous les caractères du mucilage.

Le *café*, ainsi épuisé par l'eau et digéré avec l'alcool, a donné un précipité par l'addition de l'eau.

L'alcool extrait du *café* beaucoup de résine et une substance colorante ; le liquide devient laiteux par l'eau ; le sulfate de fer y produit un précipité vert ; lorsque l'alcool est saturé, le *café* donne ensuite encore à l'eau de l'extractif et du mucilage. Le *café* contient, d'après cela, 1° un arome soluble dans l'alcool ; 2° une petite quantité d'huile volatile ; 3° de la résine ; 4° de la gomme en quantité considérable ; 5° de l'acide gallique sans tannin ; 6° de l'extractif et un peu d'albumine.

D'après Cadet, 8 onces de *café* sont composées de

	onces,	gros,	grains.
Mucilage	1	0	0
Résine	0	1	0
Extractif	0	1	0
Acide gallique	0	3½	0
Parenchyme	5	3½	0
Albumine	0	0	10

Cadet considère cette analyse comme approximative ; le sol et le climat peuvent faire varier le *café*.

Le *café* de la Martinique et celui de Bourbon contiennent les mêmes principes et presque dans les mêmes proportions. Le Moka en diffère essentiellement : sa décoction est moins saturée, tandis que sa liqueur alcoolique l'est davantage ; il contient moins de gomme, moins d'acide gallique, plus de résine et plus d'arome.

Cadet confirme que le *café* peut germer dans l'eau bouillante, mais pas dans l'alcool.

Lorsqu'on torréfie le *café*, il se gonfle, décrépite et devient brun ; l'*arillus* qui enveloppe la graine, se détache. Le *café* torréfié répand une odeur aromatique très-agréable ; la surface du *café* devient huileuse, il ne fume plus alors ; en continuant la chaleur, il se charbonne.

Parmentier, qui avoit enveloppé le *café* torréfié dans du papier brouillard, le trouva gras et transparent ; il en conclut la présence d'une huile grasse dans le *café*, mais Cadet n'a pas réussi à en séparer de l'huile par l'expression, ni par l'ébullition, ni par les alcalis caustiques.

Le *café* le moins torréfié est difficile à moudre. L'eau

froide en extrait du tannin, ce qui est démontré par la solution de gélatine.

Si l'on torréfie davantage le *café*, il communique moins de tannin à l'eau ; l'odeur aromatique est plus foible ; sa saveur est celle du sucre brûlé.

L'alcool qu'on fait digérer avec le *café* torréfié se colore beaucoup ; l'eau en précipite une plus grande quantité de résine que du *café* non torréfié. La résine du *café* brut est blanche, tandis que celle du *café* torréfié est d'un brun jaune.

Les expériences démontrent que la torréfaction développe la matière résineuse et odorante ; la dernière se volatilise cependant entièrement par une plus forte chaleur. Pour retenir le principe odorant, on introduit dans la machine à torréfier un peu de beurre frais pour donner au *café* un enduit brillant. D'autres mettent le *café* torréfié sur du papier, et y répandent du sucre pulvérisé ; celui-ci absorbe l'huile du *café* et fixe l'arome. Le meilleur moyen est peut-être de ne pas trop torréfier le *café*, et au moment où il commence à brunir de mettre dans la machine de petites tranches de pain.

Chenevix a remarqué que la torréfaction développoit du tannin dans le *café*, ce qui a été confirmé par Cadet ; il paroît être formé par l'acide gallique. Il est remarquable qu'il se forme une bien plus grande quantité de tannin par une torréfaction foible. Ce tannin est soluble dans l'eau froide et pas dans l'eau chaude ; peut-être que la chaleur le décompose.

L'infusion à froid du *café* est très-aromatique ; elle contient peu de mucilage et d'acide gallique.

L'infusion à chaud contient la partie aromatique et les autres substances solubles. La décoction contient peu de partie aromatique, mais beaucoup de mucilage et d'acide gallique, quelquefois un peu de résine tenue en suspension. Les infusions et la décoction ne rougissent pas la teinture de tournesol.

Cadet a trouvé dans la cendre de *café* du fer, de la chaux et du muriate de potasse. C'est un fait remarquable de voir dans ce végétal du fer et de l'acide gallique, sans

être bleu ou noir. Cadet a reconnu aussi ces deux substances dans la noix de galle.

Chenevix croit avoir trouvé dans le *café* une substance particulière. *Voyez* article Principe amer.

Paysse, dans un mémoire, a cherché à prouver que le précipité formé par le sulfate de fer dans une décoction de *café*, étoit soluble dans les acides sulfurique, nitrique, phosphorique et oxalique, et que le *café* ne contenoit pas d'acide gallique, mais un acide particulier qu'il a appelé *acide cafique*. Pour isoler cet acide, il se sert du moyen employé par Chenevix pour séparer le principe amer.

Cadet a répété ces expériences; il a trouvé que le précipité noirâtre, occasionné par le sulfate de fer, est soluble dans les autres acides végétaux, aussi bien que le galate de fer.

Une autre partie de la décoction du *café* a été traitée, d'après Chenevix, par le muriate d'étain. Le précipité, suffisamment lavé, a été étendu d'eau et décomposé par le gaz hydrogène sulfuré; on sépara le sulfure d'étain, et l'acide devenu libre resta dans la liqueur. Le liquide filtré et évaporé auroit dû présenter l'acide cafique de Payssé; mais ce n'est que de l'acide gallique, selon Cadet.

L'usage de l'infusion ou de la décoction du *café* est répandu dans les quatre parties du monde. Le *café* est venu de l'Orient en Europe; son usage s'est répandu des bords de la mer Rouge à Médine, à la Mecque et sur tout le territoire Mahométan. En Perse, on connoissoit le *café* peut-être encore avant. On rapporte le premier usage du *café* de la manière suivante. Des bergers remarquèrent que les chèvres qui mangeoient des fruits du *café* devenoient plus animées et plus vives. Un supérieur d'un couvent en Arabie, essaya d'en faire prendre à ses moines pour les empêcher de sommeiller la nuit pendant l'office.

En France, c'est Soliman Aga, ambassadeur de la Sublime Porte, qui a introduit le *café* en 1669. En 1672, Paschal, Arménien, établit un *café* à la Foire Saint-Germain, et quai de l'Ecole, semblable à ceux du Levant. Procope construisit le premier *café* qu'aient fréquenté

Voltaire, Piron, Fontenelle et Saint-Foix. L'usage du café s'est répandu ensuite dans toute l'Europe.

CALAMINE. *Voyez* ZINC.

CALCINATION. Calcinatio. *Calciniren.*
Ce mot vient évidemment de *calx*, et signifioit originairement la transformation du calcaire brut en chaux vive. On a généralisé ensuite ce mot pour toutes les opérations à l'aide desquelles on dégage des corps combustibles, par l'action du feu, les substances volatiles. On croyoit que les métaux chauffés avec le contact de l'air se changeoient par la combustion, comme la pierre calcaire. On appelle pour cela le produit formé *chaux*, et l'opération qu'on lui faisoit subir, *calcination*.

CALCULS BILIAIRES. Calculi felléi. *Gallensteine.*
Les concrétions qu'on trouve dans la vésicule ou dans le canal par lequel la bile passe, doivent être regardées comme une suite d'une maladie dont la bile est le principe. Les faits connus avant 1764, sur cet objet, ont été décrits par Haller dans le sixième volume de sa grande Physiologie. Vicq d'Azyr, Poulletier, de Lassalle, Fourcroy, Saunders, etc., ont aussi contribué à faire connoître plus exactement ces concrétions.

Walther a proposé une classification des *calculs*, établie sur leur propriété extérieure. Il les divise en *lapillos striatos*, *lamellosos* et *corticatos*. Vicq d'Azyr les a classés 1° en *calculs* d'une substance jaune gélatineuse, dont le tissu est fibreux ou non ; 2° en *calculs* d'une substance brillante cristalline, sans écorce ou avec écorce ; 3° en *calculs* formés par la substance gélatineuse et cristalline.

Il faut y ajouter encore une 4e classe comprenant les *calculs* qui ne brûlent pas avec flamme, mais qui se volatilisent à la chaleur rouge.

Les *calculs* qui appartiennent à la 1re classe ont une forme ronde ou polygone ; l'extérieur est gris, et l'intérieur est brun. Ce sont des couches d'apparence de bile épaissie qui enveloppe un noyau blanc cristallin. Quel-

quefois ils sont très-fragiles et d'un rouge brunâtre. Les alcalis, l'alcool, les huiles grasses et volatiles les dissolvent.

Les *calculs* de la 2e classe ont une forme ovale, dont la grosseur est quelquefois celle d'un œuf de pigeon.

Dans l'intérieur, ces *calculs* ont des lames cristallines blanches qui brillent comme le glimmer, doux et gras au toucher. Ces concrétions sont quelquefois jaunes et verdâtres; elles renferment toujours un noyau de bile épaissie. Leur pesanteur spécifique est moindre que celle de l'eau. Selon Gren, elle est de 0,803, et, selon Bostock, de 0,9000.

Exposés à une température au-dessous de l'eau bouillante, elles se ramollissent et se fondent; elles cristallisent de nouveau quand la température est abaissée. Étant fondues, elles ressemblent à une huile et ont l'odeur de cire fondue. On peut les enflammer; elles sont insolubles dans l'eau, mais solubles dans l'alcool bouillant. Il faut, selon Fourcroy, 19 parties d'alcool, et 30 selon Bostock; à mesure que l'alcool se refroidit, elles se séparent en lames brillantes semblables à l'acide boracique.

L'éther les dissout à froid, mais lentement; cette dissolution se fait mieux à l'aide de la chaleur; la plus grande partie se dépose par le refroidissement; le reste peut être précipité par l'eau. Elles se dissolvent, selon Bostock, en petite quantité dans l'huile de térébenthine bouillante.

La potasse et la soude les dissolvent, et forment un composé savonneux. L'ammoniaque n'a aucune action.

L'acide nitrique les convertit en une espèce de résine, qui se dissout dans l'alcool, l'éther et dans la potasse caustique. Sa dissolution dans la potasse n'est pas troublée par l'eau; mais l'acide sulfurique en précipite une poudre grise. L'ammoniaque forme avec la résine une dissolution rougeâtre, dont le précipité par l'acide sulfurique est d'un jaune brillant. Voyez *Bostock*.

De ces phénomènes, il résulte que la substance cristalline des *calculs* n'a pas toutes les propriétés de l'adipocire, comme plusieurs chimistes l'ont avancé.

La 3e classe des *calculs* est la plus nombreuse. Leur

couleur est ordinairement d'un brun foncé ou verte ; la substance cristalline y est mêlée avec la bile épaissie.

Les alcalis, l'alcool et les huiles les dissolvent.

On sait peu de chose sur la 4e classe des *calculs*. Saunders rapporte avoir trouvé des *calculs* solubles dans l'alcool et dans l'huile de térébenthine, dont quelques-uns ne brûloient pas avec flamme. Haller rapporte des exemples semblables.

On rencontre quelquefois des concrétions dans la vésicule des bœufs, des vaches et des porcs. Les *calculs* de bœufs qui servent de couleur aux peintres, se forment quand ces animaux n'ont pas de nourriture fraîche. On les rencontre depuis le mois de novembre jusqu'au mois de mars ; elles se perdent quand on leur fait manger de l'herbe.

Fourcroy les trouva analogues à la substance jaune qui se forme par l'acide nitrique sur la fibre. Il fit bouillir ces concrétions pulvérisées dans l'alcool pour en séparer une substance verte amère. Tant que l'alcool se coloroit en rouge, la concrétion n'avoit presque plus de saveur ; elle ne se dissolvoit plus dans l'eau, et rougissoit le papier de tournesol. Elle forme avec les alcalis des dissolutions rouges qui n'ont presque pas d'excès d'alcali. Les acides précipitent cette dissolution en rouge brun, et le liquide surnageant est d'un vert jaunâtre. Ces phénomènes prouvent que la partie soluble dans l'alcali a une grande analogie avec la substance jaune des muscles.

Il seroit utile d'entreprendre une nouvelle analyse des *calculs* de la 1re classe pour les comparer aux *calculs* de bœufs.

Voyez *Fourcroy*, Annal. de Chim., t. 3, p. 242, et son Syst., t. 10, p. 53 ; *Gren*, dans les Ann. de Crell, t. 4 ; A Treatise on the structure, Œconomy and Diseases of the Liver by Wm. Saunders. London, 1795, 2e édition, p. 19.

CALCULS URINAIRES. Calculi urinarii. *Blasensteine*.

Toutes les substances peu solubles dans l'urine, et qui s'en précipitent dans le corps animal, peuvent engendrer des *calculs*. Les principales de ces substances sont le car-

bonate de chaux et l'acide urique. Ces concrétions prennent naissance dans la vessie ou bien dans les reins, d'où elles arrivent dans la vessie. Ordinairement un petit corps forme un noyau, autour duquel les autres substances se déposent, et qui augmentent ainsi les concrétions.

Dans les temps reculés on avoit une idée très-imparfaite des *calculs*. On les prenoit, selon leur extérieur, pour des pierres et du sable; de là Aretæus et Aurélian les nommèrent *lidus* et *lidiasis*. Celse et Pline les appellent *calculus et sabulum*. Paracelse donnoit à ces concrétions le nom de *duelech*. Van Helmont, dans un ouvrage de *Lithiasi*, est le premier qui en ait fait l'analyse. Par la distillation sèche, il obtint un esprit alcalin volatil, une masse jaune cristallisée, une huile empyreumatique; il resta dans la cornue un charbon insipide. Il chercha en même temps à prouver que les parties constituantes des *calculs* étoient aussi contenues dans l'urine.

Boyle, Boerhave, Slare, Hales, Whytt, Alston et Black, etc., se sont occupés de la recherche de ces concrétions. Quoique les travaux de ces chimistes eussent fait connoître quelques propriétés de ces substances, l'objet resta cependant enveloppé dans une profonde obscurité jusqu'à Schéele. Ses mémoires, imprimés dans ceux de l'Académie de Suède, pour 1776, sur les *calculs*, doivent être regardés comme classiques. S'il ne fit pas connoître la nature de toutes les espèces de *calculs*, il démontra celles qu'il avoit examinées. En comparant ses expériences à celles de Marggraff, on trouve également dans celles du dernier beaucoup d'exactitude.

Les travaux d'Austin, Brugnatelli, principalement ceux de Pearson, Wollaston, Fourcroy et Vauquelin, méritent d'être cités. Ces deux derniers chimistes ayant examiné 500 *calculs*, ont été à même de faire bien des observations qui avoient échappé à leurs prédécesseurs. Ces chimistes ont reconnu aux *calculs* les propriétés suivantes.

La forme des *calculs*, s'il n'y en a qu'un dans la vessie, est ovale; s'il y en a plusieurs, ce qui arrive fréquemment, ils acquièrent, par le frottement, des faces et des angles. Leur surface est quelquefois lisse et unie, quelquefois elle a de petites aspérités. On a appelé les uns, à

cause de leur ressemblance avec les mûres, des *calculs mûriers*; d'autres ont une surface poreuse rougie; leur tissu est le plus souvent lamelleux. Dans quelques échantillons, le tissu est partout lamelleux; dans d'autres, il est interrompu par des masses poreuses. Il en est d'autres qui sont entièrement dépourvus de lames, et qui consistent en une masse criblée. Leur grosseur diffère beaucoup, ils sont parfois très-petits; on en a cependant rencontré de plus gros qu'un œuf d'oie.

Leur couleur varie à l'infini: ils sont plus ou moins bruns, gris, blancs, et ressemblent à la craie; quelquefois il y a des couches brunes et blanches. La pesanteur spécifique est entre 1,213 et 1,976. L'odeur est, surtout lorsqu'on les frotte ou qu'on les scie, urineuse et ammoniacale, quelquefois fade et terreuse. Elle est analogue à celle de l'ivoire et de l'os scié, ou bien se rapprochant de l'odeur du sperme.

Les parties constituantes qui ont été rencontrées jusqu'à présent dans les *calculs*, sont:

1° Acide urique;
2° Urate d'ammoniaque;
3° Phosphate de chaux;
4° Phosphate ammoniaco-magnésien;
5° Oxalate de chaux;
6° Carbonate de chaux;
7° Silice;
8° Matière animale.

1° *Acide urique*. Schéele regarde d'abord l'acide urique pour la substance unique des *calculs*. Comme la plus grande partie de ces *calculs* sont formés de cet acide, il paroît que ceux que Schéele a examinés étoient de cette espèce.

Les *calculs* composés d'acide urique ont les propriétés suivantes. Ils sont polis, et de couleur de bois. Une lessive des deux alcalis fixes, les dissout avec facilité; il faut un excès d'alcali, car, à l'état neutre, la combinaison est peu soluble. Lorsqu'on ajoute à la dissolution un acide foible quelconque, l'acide urique se précipite; ce dépôt blanc se dissout dans l'acide nitrique. Les acides sulfuri-

que et muriatique n'agissent pas sur les *calculs*. Quant aux autres propriétés, *voyez* article Acide urique.

2° *Urate d'ammoniaque*. Comme, d'après Schéele, plusieurs *calculs* laissent dégager de l'ammoniaque en les dissolvant dans la potasse, on voit que l'urate d'ammoniaque en fait partie. Péarson examina aussi plusieurs *calculs* de phosphate d'ammoniaque, mais les auteurs n'établissent pas la différence de ces *calculs* de ceux composés d'acide urique pur.

Les *calculs* de phosphate d'ammoniaque sont en couches minces, d'un brun de café. Ils se dissolvent facilement dans les alcalis, et laissent dégager de l'ammoniaque. Ils ne sont pas si fréquents que ceux d'acide urique ; et outre les petits corps anguleux que l'on trouve quelquefois dans la vessie, les *calculs* sont rarement composés en totalité de cette substance.

3° *Phosphate de chaux*. Bergmann s'étoit assuré que plusieurs *calculs* contenoient de la chaux ; par la suite, Péarson, Fourcroy et Vauquelin l'ont reconnu avec d'autres substances en grande quantité. Wollaston est le premier qui trouva des *calculs* entièrement composés de phosphate de chaux. Brugnatelli prétend avoir découvert le même sel avec excès d'acide ; ce qui n'a pas été confirmé par Fourcroy et Vauquelin. Ces *calculs* consistent en couches minces fragiles ; ils se brisent sous la scie en écailles d'un blanc grisâtre ; leur couleur est brune, et la surface polie. Fourcroy et Vauquelin en ont cependant trouvé quelques-uns d'un blanc sans éclat, qui se décoloroient ; ils étoient semblables à la craie, sans saveur et insolubles dans l'eau. Tous les acides, excepté les acides boracique et carbonique, dissolvent ce sel terreux sans effervescence, et le convertissent en un phosphate acide de chaux ; les alcalis précipitent cette dissolution acide. Ces concrétions contiennent de la gélatine animale qui reste à la surface sous forme de pellicule.

4° *Phosphate ammoniaco-magnésien*. Tennant est le premier qui découvrit ce sel triple dans les *calculs*, et Wollaston en a fait l'analyse en 1797 ; Fourcroy et Vauquelin ont confirmé ces découvertes en 1800. Comme l'urine, lorsqu'elle entre en putréfaction, dépose des

ismes blancs transparents qui sont ce sel triple, ils upçonnèrent que cette substance se forme de la même anière dans le corps animal.

Ces concrétions consistent en couches blanches lamelusés demi-transparentes ; elles se laissent scier, et ne assent pas si facilement que celles de phosphate de chaux. n les sciant, il se sépare une poussière d'un blanc éclaınt, douce au toucher ; leur saveur est douceâtre, fade, t elles se dissolvent un peu dans la bouche. On trouve uelquefois ce sel sur la surface des *calculs* en prismes, u disséminés, mais parfois dans les cavités ou en lames arrées.

Ces *calculs* sont assez solubles dans l'eau ; par une évaoration spontanée de la solution, on peut obtenir le sel ristallisé.

Ils sont très-solubles dans les acides foibles. Les alcalis fixes, sans dissoudre le sel, en dégagent de l'ammoniaque, lui enlèvent l'acide phosphorique, et la magnésie reste insoluble.

Jamais un *calcul* n'est entièrement composé de ce sel ; il est quelquefois mêlé de phosphate de chaux, ou bien des couches de ce sel triple enveloppent d'autres *calculs* d'acide urique et d'oxalate de chaux. Ces *calculs* sont aussi pénétrés d'une petite quantité de matière animale.

5° *Oxalate de chaux.* Ce sel a été découvert le premier par Wallaston. Un grand nombre de concrétions, composées d'oxalate de chaux, ressemblent aux mûres. Ce n'est pourtant pas un caractère exclusif, puisqu'on en a trouvé aussi avec une surface lisse et une couleur claire, qui contiennent les mêmes substances ; mais jusqu'à présent on a trouvé de l'oxalate de chaux dans tous les *calculs* nouveaux.

Wollaston a rencontré l'oxalate de chaux toujours mêlé avec du phosphate ou avec l'acide urique ; mais Fourcroy et Vauquelin ont examiné des *calculs* qui étoient composés uniquement d'oxalate de chaux pénétré d'une matière animale.

Ces concrétions ont des couches inégales : à l'extérieur, elles ont des aspérités tubéreuses qui sont quelquefois pointues, quelquefois rondes, rudes ou polies. La surface

est d'un brun foncé ou gris ; l'intérieur est d'un gris sale, veiné, et d'un grain fin. Ces *calculs* sont ordinairement très-durs, et prennent le poli de l'ivoire. En les sciant, ils répandent une odeur de sperme. Leur cassure est écailleuse. De tous les calculs, ils ont une pesanteur spécifique plus considérable.

Lorsqu'on les fait rougir, la chaux reste pure ; elle fait un tiers du poids. Les alcalis ne les dissolvent et ne les décomposent pas ; les carbonates alcalins les décomposent cependant entièrement. A cet effet, on fait chauffer les *calculs* pulvérisés avec une dissolution de carbonate alcalin ; le carbonate de chaux se précipite, et la liqueur surnageante contient l'oxalate alcalin. Les acides dissolvent l'oxalate de chaux ; l'addition d'un alcali en précipite entièrement ce sel terreux. L'acide nitrique ramollit et gonfle le tissu animal contenu dans ces *calculs* ; ils conservent, malgré cela, leur forme, et deviennent spongieux.

6° *Carbonate de chaux*. Bergmann découvrit (quoiqu'en petite quantité) du carbonate de chaux dans les *calculs*. Proust le trouva dans ceux de phosphate de chaux ; il rencontra même un *calcul* qui étoit entièrement composé de carbonate de chaux et d'une très-petite quantité d'acide urique. Crumpton a publié récemment l'analyse d'un *calcul* dont voici le résultat :

Chaux.	45
Acide carbonique	37
Substance animale. . .	18
	100

(*Voyez* Pil. Mag., t. 13, p. 287.)

7° *Silice*. Quoique Fourcroy et Vauquelin aient examiné plus de 600 *calculs*, ils n'en rencontrèrent que deux qui contenoient de la silice. Dans les deux cas, elle étoit combinée avec du phosphate de chaux et une substance animale semblable à celle contenue dans l'oxalate de chaux. Ces deux *calculs* ressembloient aux mûres ; leur couleur étoit cependant plus claire que celle de l'oxalate de chaux ; ils étoient d'un brun jaunâtre, très-durs, difficiles à scier

t à pulvériser; la poudre étoit rude au toucher, et rayoit les surfaces métalliques. Rougis dans un creuset d'argent, ils perdoient à peu près le tiers de leur poids, et il ne restoit pas de chaux libre. Les acides bouillis avec du résidu ne lui enlevèrent rien; fondu au contraire avec 4 parties d'alcali, et traité ensuite par l'acide muriatique, on obtint de la silice par l'évaporation.

8° *Substance animale.* Tous les *calculs* examinés jusqu'à présent contiennent une substance animale particulière; ce qui est prouvé par la distillation et par beaucoup d'autres expériences. Si on les suspend à un fil dans un acide foible, tout se dissout et la matière animale reste en flocons légers, transparents, spongieux.

La substance animale paroît être le lien qui unit les différentes parties des concrétions; elle est propablement la cause qui détermine leur formation. Elle varie au reste dans beaucoup de *calculs*. Dans ceux qui sont composés d'acide urique et d'urate d'ammoniaque, elle paroît être blanche, unie à l'urée. Dans les *calculs* de phosphates terreux, elle semble être de l'albumine coagulée et de la gélatine, qui font le tissu et les couches entre le sel terreux. Dans les *calculs* de silice et d'oxalate de chaux, on trouve des couches d'une substance cutanée qui paroissent consister en albumine.

Les substances ci-dessus forment les combinaisons variées des *calculs*. Fourcroy et Vauquelin ont proposé la classification suivante qui présente 3 genres et 12 espèces. Elle sert à déterminer les parties constituantes selon les caractères extérieurs des *calculs*.

Le 1er genre renferme les *calculs*, qui, outre la substance animale, ne contiennent qu'un seul corps nommé ci-dessus.

Dans le 2e genre sont rangés ceux qui sont composés de 2 corps.

Le 3e enfin offre ceux qui sont formés de plus de 2 et quelquefois de 4 corps.

Le 1er genre présente les 3 espèces suivantes :

1° *Calculs* d'acide urique;

2° — d'urate d'ammoniaque;

3° — d'oxalate de chaux.

Le 2e genre renferme les 7 espèces :

4° *Calculs* de phosphates en couches ;

5° — d'acide urique combiné avec un phosphate terreux ;

6° — d'urate d'ammoniaque et d'un phosphate en couches ;

7° — d'urate d'ammoniaque et d'un phosphate intimement combiné ;

8° — de 2 phosphates terreux intimement combinés, ou en couches minces ;

9° — d'oxalate de chaux et d'acide urique en couches ;

10° — d'oxalate de chaux et d'un phosphate terreux en couches.

Dans le 3e genre sont rangées 2 espèces :

11° *Calculs* d'acide urique ou d'urate d'ammoniaque, de phosphates terreux et d'oxalate de chaux ;

12° — d'acide urique, d'urate d'ammoniaque, de phosphates terreux et de silice.

Quant à la description de chacune de ces espèces, *voyez* le travail de Fourcroy et Vauquelin, dans les Ann. de Chimie.

Après cette classification, la plus complète qui ait paru jusqu'à présent, celle de Wollaston mérite aussi d'être connue. Il les divise en 4 genres, auxquels il faut ajouter un 5e, d'après l'analyse de Crumpton :

1° *Calculs d'acide urique.* Ce 1er genre comprend ceux d'acide urique et d'urate d'ammoniaque. Ils sont presque entièrement solubles dans une lessive caustique alcaline.

2° *Calculs fondants.* Les principales parties de ces *calculs* sont le phosphate de chaux et le phosphate ammoniaco-magnésien ; au chalumeau ils fondent en émail. L'acide muriatique les dissout presque en totalité.

3° *Calculs de mûres.* Ils sont composés d'oxalate de chaux ou d'oxalate et de phosphate de chaux. Réduits en poudre ils se dissolvent lentement dans l'acide muriatique. Le résidu est de l'acide urique.

4° *Calculs de terre osseuse.* Ce nom indique qu'ils sont composés de phosphate de chaux. Ils sont solubles dans l'acide muriatique.

5° *Calculs crayeux.* Ces *calculs* sont formés de carbonate de chaux.

Quoique nos connoissances aient fait de grands progrès sur les *calculs*, leur formation est encore dans l'obscurité. Une substance étrangère, introduite dans la vessie, paroît à la vérité pouvoir servir de noyau, autour duquel l'acide urique et d'autres substances de l'urine se réunissent. Cela arrive effectivement dans beaucoup de cas ; mais il y a aussi beaucoup de *calculs* qui n'ont pas de noyau d'une substance étrangère. Les parties constituantes des *calculs* sont ou en petite quantité ou n'existent pas dans l'urine. Il faut que l'acide urique se forme beaucoup plus abondamment dans l'urine des personnes sujettes aux *calculs*. La formation de l'oxalate de chaux est difficile à expliquer, et paroît toujours supposer un changement dans l'urine. La découverte de Brugnatelli, que l'acide urique est transformé sur-le-champ en acide oxalique par l'action de l'acide oxi-muriatique ; fait qui a été confirmé par Fourcroy et Vauquelin, répand à la vérité beaucoup de lumière sur la formation de cet acide dans l'urine. Mais si l'acide urique se convertit en acide oxalique, on ne sait pas comment cela peut se faire.

Comme la cause des *calculs* n'est pas connue, il n'est pas dans notre pouvoir d'empêcher leur formation ; mais la connoissance de leur nature doit amener des moyens plus convenables pour les enlever. Le préjugé d'avoir un dissolvant universel pour toutes ses concrétions, doit disparoître ; ce n'est que d'un liquide susceptible de dissoudre une concrétion qu'on peut espérer la guérison.

Fourcroy et Vauquelin cherchèrent à atteindre ce but en faisant injecter des dissolvants qu'ils croyoient propres à la nature du *calcul*.

Les *calculs* peuvent être rangés en trois classes, par rapport à leur propriété dissolvante.

1° D'acide urique et d'urate d'ammoniaque ;

2° De phosphate ;

3° D'oxalate de chaux.

Pour dissoudre les *calculs* de la 1re classe, on se sert d'une lessive de potasse ou de soude pure, étendue au

point qu'on puisse la mettre dans la bouche, et de l'avaler même sans être incommodé.

Les *calculs* de la 2e classe sont solubles dans les acides nitrique et muriatique étendus, de manière à n'avoir pas plus d'acidité que la limonade ou que l'urine.

Les *calculs* de la 3e classe, d'oxalate de chaux, sont les plus difficiles à dissoudre. On se sert d'acide nitrique étendu ou de carbonate alcalin. Ces dissolvants étendus jusqu'à ne pas exciter la vessie, dissolvent les *calculs* lentement; la dissolution n'est peut-être jamais complète.

Les caractères qui peuvent donner des soupçons sur la nature des *calculs*, sont les suivants. On fait l'analyse de l'urine du malade, et on conclut que les *calculs* se forment des substances qu'on y rencontre en plus petite quantité. Le dépôt qui est avec l'urine peut aussi servir pour reconnoître la nature des *calculs*.

L'acide urique et l'urate d'ammoniaque se rencontrent le plus fréquemment; on peut espérer davantage de succès en employant la lessive alcaline.

On introduit les dissolvants avec précaution dans la vessie vide; on leur donne, avant l'injection, la température du corps, et on tâche de les retenir autant que possible.

Voyez sur cet objet, *Hartenkeil*, de Vesicæ Urinæ Calculo, 1785; on Gouty and Urinary Concretions, by Wollaston, 1797; Experiments and Observations on the composition and propertus of Urinary Concretions, by George Pearson; Analyses des *Calculs*, par Fourcroy, Annal. de Chim., t. 16; par Fourcroy et Vauquelin, *idem*, t. 35; Analyse des *Calculs*, par Brugnatelli, *idem*, t. 28.

On trouve aussi des *calculs* dans le corps des animaux, mais ils n'ont pas été analysés avec la même exactitude.

Fourcroy et Vauquelin distinguent, d'après de nouvelles recherches, trois espèces de *calculs* chez les animaux.

1° *Bezoars de vessie calcaires.* Ces *calculs*, composés de carbonate de chaux, se trouvent presque exclusivement chez les animaux herbivores, dont l'urine donne un

précipité de cette nature. Ces *calculs* sont blanchâtres, opaques, et font, avec les acides, effervescence accompagnée d'écume; quelquefois ils contiennent aussi du phosphate de chaux.

A cette espèce appartiendrait le *calcul* de lapin, analysé par Péarson.

Un *calcul* de cheval, examiné par Péarson, renferme les mêmes substances. Marschall trouva dans la vessie de cheval une masse molle de plusieurs livres, qui étoit composée de carbonate de chaux. Home possède une masse pareille qui pèse 45 livres. Fourcroy trouva des substances semblables dans une pierre des reins d'un cheval, mais elle contenoit aussi 0,25 de phosphate de chaux.

Brugnatelli a examiné un *calcul* qui étoit très-dur. Il contenoit du carbonate de chaux et un noyau d'une odeur urineuse.

2° *Bezoars de vessie de phosphate terreux.* Ils sont composés de phosphate de chaux, mêlé quelquefois de phosphate de magnésie. On les trouve plus particulièrement chez les animaux carnivores. Fourcroy et Vauquelin en ont rencontré dans le chien, le cochon, le rat et le chat.

Péarson a trouvé dans le *calcul* du chien et dans celui d'un cheval, outre les phosphates terreux, du phosphate d'ammoniaque. Bartholdi a trouvé du phosphate de chaux dans celui d'un cochon. Laugier a examiné les *calculs* d'une chienne; il y a rencontré du phosphate ammoniaco-magnésien, une petite quantité de phosphate de chaux, et une substance animale membraneuse.

3° *Bezoars de vessie d'oxalate de chaux.* Ces *calculs* ont été trouvés dans une vessie de chien et de rat. Ils sont cristallisés en lames rhomboïdales tétraèdres ou en octaèdres. Ils sont très-durs, et peu solubles dans les acides. Au chalumeau, ils répandent une lueur phosphorique, et laissent un résidu qui se dissout dans les acides avec effervescence.

CALOMEL. *Voyez* MURIATE DE MERCURE.

CALORIMÈTRE. *Wærmemesser.*
Cet instrument a été imaginé par Lavoisier et Laplace.

Il consiste en 3 parties qu'on appelle *cavités intérieure*, *moyenne* et *extérieure*.

La cavité intérieure est un grillage de fer qui est soutenu par des supports du même métal. On y met les corps dont on veut connoître la chaleur spécifique ; la partie supérieure peut être fermée avec un couvercle. La cavité moyenne est remplie de glace destinée à être fondue par le calorique du corps soumis à l'expérience dans la cavité inférieure. La partie inférieure de ce réservoir est terminée par un conduit conique muni d'un robinet; l'eau formée de la glace fondue coule par-là dans un vase placé sous l'instrument. La cavité extérieure sert à recevoir une autre quantité de glace, dont l'effet est d'arrêter la chaleur de l'air et des corps environnants. L'eau qui se forme dans ce grand réservoir de glace découle aussi par un tuyau particulier. On couvre l'instrument de son couvercle, sur lequel on met encore de la glace. Le tout est en tôle étamée et vernissée.

Les principes sur lesquels repose la construction du *calorimètre* sont : lorsqu'on expose un corps qui a 32° Fahr., o centig., à une température de 88° Fahr., 31,11 cent., il s'échauffe de la surface au centre jusqu'à ce qu'il ait acquis une température de 31,11 centig. ; mais si l'on eût exposé un morceau de glace à 31,11 cent., on n'auroit pas remarqué cette augmentation de température ; elle reste stationnaire à o centig. jusqu'à ce que toute la glace soit convertie en eau. Qu'on s'imagine un corps dans la cavité intérieure de l'instrument, le calorique continuera de s'en dégager et à fondre la glace dans la cavité moyenne jusqu'à ce que le corps ait acquis la température de o centig. Si l'on pèse maintenant l'eau qui se forme jusqu'à ce que la température du corps parvienne à o centig., on aura une mesure exacte de la quantité du calorique qui se dégage dans ces circonstances.

Pour avoir une mesure constante, on met la quantité de calorique nécessaire pour fondre 1 livre de glace = 1,000000. Pour fondre 1 livre de glace, on a besoin d'une livre d'eau à 135 degrés Fahr., 57,22 cent. L'unité de cette mesure est, d'après cela, une quantité de calorique nécessaire pour élever 1 livre d'eau de 32°, o cent., à une température de 135 degrés, 57,22 cent.

Un exemple éclaircira comment la quantité relative de calorique peut être mesurée dans differents corps. Supposons que le corps à examiner pèse 7 livres 11 onces 2 gros 36 grains, ou 7,7070319 de livres; qu'on chauffe ce corps dans l'eau bouillante jusqu'à ce que sa température soit à 207°, 97,22 centig.; qu'on le mette rapidement dans la cavité intérieure du *calorimètre*, et qu'on couvre le tout: l'évaporation finie, on pèsera l'eau provenant de la glace de la cavité moyenne; supposons son poids 1 livre 1 once 5 gros 4 grains = 1,109795 de livre; comme, dans ce cas, le corps s'est refroidi de 175° Fahr., le calorique dégagé a fait fondre 1,109795 livre de glace; qu'on cherche la quantité de glace fondue, si le refroidissement n'étoit que 135 degrés, ce qu'on trouve par la proportion suivante; 175 : 135 = 1,109795 : x : ainsi x = 0,85628. Si l'on divise encore ce nombre par 7,7070319 comme le nombre des livres du corps, le nombre 0,11109 qu'on trouve donne la quantité de glace qu'une livre de ce corps fondroit à un refroidissement de 135 degrés. Ce nombre exprime la chaleur spécifique du corps en comparaison de celle de l'eau.

Au moment de l'expérience, la température de la glace doit être exactement à 0 centig. Si le froid étoit plus considérable, une partie du calorique seroit employée pour le ramener à cette température, et cette quantité seroit perdue pour le calcul.

La température de la chambre dans laquelle on fait l'expérience ne doit pas être au-dessous du degré de congélation. La température de l'air entre 39 et 41 degrés, 3 et 5° centig., convient le mieux.

Lorsque le corps à examiner est liquide, il faut le renfermer dans un vase dont on a déterminé le calorique spécifique; on soustrait de la glace fondue autant de calorique que l'on doit en attribuer au vase.

Avec un léger changement à l'instrument, on peut aussi donner entrée à l'air pour le réservoir intérieur, et faire ainsi des expériences sur la combustion et la respiration des animaux. *Voyez* Mém. de l'Acad., 1780, et le Traité élément. de Lavoisier.

Cet instrument offriroit une méthode très-simple de

faire des expériences sur le calorique spécifique des corps, si l'on étoit persuadé que toute la glace fondue arrivât dans le vase qu'on pose dessous ; mais Wedgwood trouva que l'eau ne découle pas en totalité, qu'elle gèle de nouveau, et qu'elle bouche le tuyau. La plupart des données sur le calorique spécifique ne sont pas exactes, parce que, dans le peu d'expériences, un changement de la capacité des corps pour le calorique n'a pas eu lieu en même temps; dans la plupart des cas, en changeant de forme, le calorique latent dégagé est indiqué.

CALORIQUE. Caloricum. *Wærmestoff.*

Le mot chaleur est souvent pris dans un sens double; on entend par-là un changement que nous éprouvons lorsque nous touchons un corps chaud, alors nous sentons la chaleur ; on exprime aussi souvent par ce mot la cause de la sensation.

Dans la science on a choisi le mot chaleur pour exprimer l'action de ce sentiment, et par *calorique*, la cause de l'action.

On peut se figurer le *calorique* comme un fluide rayonnant, qui se propage de l'objet chauffé en toutes directions.

Les rayons de *calorique* offrent des phénomènes analogues, par rapport à la réfraction et à la réflexion des rayons de lumière. Des corps transparents les laissent passer et les réfractent ; lorsqu'on leur a donné la forme de lentille, ils réunissent les rayons *caloriques* en un moindre volume. Il manque encore des expériences pour décider s'ils passent à travers tous les corps transparents.

Par rapport au degré de réfraction, on remarque des différences entre les rayons *caloriques*. Quelques-uns provenant des rayons de la lumière sont aussi réfrangibles que les rayons violets; tandis que la plus grande partie de ceux-ci sont moins réfrangibles que les rayons rouges. Herschel a trouvé que non seulement les rayons calorifiques provenant du soleil étoient réfrangibles, mais que cela étoit aussi le cas avec les rayons calorifiques du feu, de la flamme d'une bougie, du fer rouge, et même de l'eau chaude.

Des miroirs plans réfléchissent le *calorique* aussi bien que les rayons lumineux.

Pictet a placé l'un vis-à-vis de l'autre deux miroirs d'étain

concaves, à une distance de 12 pieds 2 pouces. Il mit au foyer de l'un des miroirs une boule de fer fortement chauffée, sans être rougie, et au foyer de l'autre un thermomètre. Au bout de 6 minutes, le thermomètre monta de 21 degrés. Une bougie allumée, qui a remplacé la boule, a produit presque le même effet.

Comme dans le dernier cas la lumière et le *calorique* parurent agir de la même manière, il plaça entre les deux miroirs un disque de verre très-transparent.

Le thermomètre descendit, en 9 minutes, de 14 degrés. Lorsqu'on ôta le disque de verre, il remonta, en 7 minutes, de 12 degrés. Pictet en conclut que le *calorique* étoit réfléchi par le verre, ce qui avoit fait hausser le thermomètre.

Dans d'autres expériences, il prit, au lieu de la boule de fer, un matras rempli d'eau bouillante. Deux minutes après, on enleva un cadran de soie qui avoit été posé entre les deux miroirs : aussitôt le thermomètre s'éleva de 47 degrés jusqu'à 50 $\frac{1}{8}$ degrés ; au moment où l'on retira le matras, le thermomètre baissa.

Les miroirs d'étain furent éloignés à une distance de 90 pouces. Au foyer d'un des miroirs on plaça le matras avec de l'eau chaude, et au foyer de l'autre un thermomètre à air, dont chaque degré étoit $= \frac{1}{11}$ degré du thermomètre de Fahr.

Au milieu des deux miroirs métalliques on avoit pratiqué un miroir de verre mince, de manière qu'on pût tourner chaque côté vers le matras. Lorsqu'on lui opposoit la face polie du miroir, le thermomètre ne montoit que de 0,5 degrés ; mais si on lui présentoit la face couverte d'amalgame, noircie par l'encre et la fumée, le thermomètre montoit de 3,5 degrés.

Dans une autre expérience, lorsque la surface polie du miroir étoit contre le matras, le thermomètre montoit de 3 degrés ; par le côté opposé, de 9,2 degrés. Après avoir enlevé la couche d'amalgame, le thermomètre monta de 18 degrés. Lorsqu'on remplaça le miroir de verre par un carton mince, blanc, le thermomètre monta de 10 degrés.

Des expériences semblables ont été faites par King (Morsels of Criticisme, t. 1). Herschel a démontré la réflexion

du *calorique* par des expériences nouvelles; et les recherches de Schéele conduisent aux mêmes résultats.

Quoique la vitesse du *calorique* soit très-grande, l'expérience n'a pas encore décidé si elle est égale à celle de la lumière. Que les rayons du soleil éclairent et échauffent en même temps, on ne peut encore en conclure que les deux vitesses soient égales.

Le *calorique* est un principe impondérable. Fordice, Deluc, Guyton, Chaussier et beaucoup d'autres, ont cru avoir prouvé par l'expérience que le *calorique* diminuoit le poids absolu des corps.

Fordice remplit une boule de verre avec de l'eau; il la trempa dans un mélange frigorifique, jusqu'à ce qu'une partie d'eau fût gelée. La boule, qui pesoit avant le froid à la température de o centig. 2150 grains, avoit augmenté de $\frac{5}{16}$ de grain en poids.

D'après Lavoisier et Rumford, ce changement de poids n'a pas lieu.

Le *calorique* ne se laisse pas renfermer; il pénètre tous les vaisseaux. On ne peut donc pas l'isoler et en faire l'objet des recherches. La lumière, les fluides électriques et magnétiques se trouvent dans le même cas.

Le *calorique* dilate tous les corps. Une vessie remplie d'air, crève en la chauffant; des globes de verre creux, qui nagent sur l'alcool froid, s'enfoncent dans l'alcool échauffé. Des liquides renfermés dans des tubes de verre, s'élèvent par la chaleur; un fil de métal s'alonge en le chauffant. La dilatation se fait en longueur, largeur et hauteur, à moins qu'il ne se présente un obstacle à une de ces directions.

Par chaque degré de chaleur du thermomètre de Réaumur, le fer se dilate environ de $\frac{1}{76000}$, le cuivre de $\frac{1}{45000}$, le platine de $\frac{1}{92000}$, et le verre de $\frac{11}{100000}$.

Dans une forte chaleur d'été, le pendule s'alonge en se dilatant, ce qui influe sur la marche des horloges. Certains corps qui ne se dilatent pas d'une manière uniforme par le *calorique*, se brisent, comme cela a lieu avec les vaisseaux de terre et de verre.

Quoique tous les corps se dilatent plus ou moins par la chaleur, quelques-uns font une exception. L'eau se

contracte à une certaine augmentation de température, tandis qu'elle se dilate à une diminution. D'autres exceptions ne sont qu'apparentes, et beaucoup de corps se contractent par une élévation de température, parce que le *calorique* en convertit une partie en vapeurs.

Parmi les corps qui se dilatent en rapport direct de la chaleur employée, le mercure occupe le premier rang. On l'a employé pour mesurer les diminutions et les augmentations de la chaleur. *Voyez* THERMOMÈTRE et PYROMÈTRE.

Le degré de chaleur qu'indique le thermomètre, est appelé *température*. Il ne faut cependant pas confondre la température avec la quantité de *calorique* que le corps contient. Deux corps hétérogènes, qui donnent le même degré au thermomètre, peuvent renfermer des quantités très-différentes de *calorique*.

Gay-Lussac et Dalton ont fait des recherches intéressantes sur la dilatation des gaz.

Pour les gaz insolubles dans l'eau, Gay-Lussac a rempli un ballon sec avec du gaz à examiner, et il le chauffa ensuite jusqu'au degré de l'eau bouillante. Lorsqu'une partie du gaz est dégagée par cette dilatation, il abaisse la température du ballon jusqu'à la glace fondante; il fait passer dans le ballon autant d'eau que le gaz condensé peut le permettre.

La quantité d'eau entrée dans le ballon, indique le volume de la dilatation du gaz, depuis le degré d'eau bouillante, jusqu'à celui de glace fondante. On pèse d'abord le ballon dans cet état, ensuite lorsqu'il est rempli d'eau, et enfin après l'avoir vidé.

L'air se dilate, d'après Gay-Lussac, de $\frac{37,5}{100}$ ou $\frac{375}{1000}$; cela serait par la moyenne pour chaque degré du thermomètre Réaum. $\frac{1}{213}$ de dilatation. Les gaz hydrogène, oxigène et azote donnent les mêmes résultats.

Pour examiner la dilatabilité des gaz solubles dans l'eau, Gay-Lussac a employé 2 tubes de verre gradués, plongés verticalement dans du mercure, dont l'un étoit rempli d'air, et l'autre de gaz à examiner. L'appareil porté dans une chambre qu'on chauffoit par degré, on remarqua que le changement dans l'un des deux tubes étoit constamment le même, d'où l'on peut conclure que leur dila-

tation se fait d'une manière uniforme. Les fluides élastiques examinés étoient les gaz acide carbonique, muriatique, sulfureux et nitreux.

Les vapeurs d'éther, etc., se dilatent dans les mêmes rapports que les gaz.

Dalton, qui s'occupoit de ces recherches à la même époque, est presque arrivé aux mêmes résultats que Gay-Lussac.

Tous les corps ne laissent pas passer le *calorique* de la même manière. On ne pourroit pas tenir une barre de fer qu'on fait rougir à une de ses extrémités, tandis que cela est possible si elle est munie d'un manche de bois. On peut tenir un tube de verre très-près de l'endroit où on le fait rougir ; il en est de même d'un bâton de cire à cacheter qu'on peut toucher près de l'endroit fondu, etc.

Nous attribuons aux corps qui se pénètrent rapidement de *calorique* une *force conductrice* de la chaleur, et on distingue de bons et de mauvais conducteurs.

La force conductrice pourroit, d'après cela, être mesurée, en observant le temps que le corps emploie pour arriver à un degré quelconque.

Il n'y a probablement pas de corps privé de toute force conductrice ; si cela étoit, on auroit le moyen de renfermer la chaleur. Les meilleurs conducteurs sont les corps solides, et parmi eux les métaux occupent la première place.

La capacité conductrice des corps change comme leur état d'agrégation. Lorsqu'un corps solide passe à un état moins dense, la capacité conductrice paroît cesser entièrement durant ce passage. La glace, par exemple, est conductrice sous chaque degré au-dessous de o ; elle cesse de l'être dès qu'elle se trouve au-dessus de la congélation.

Les liquides ne sont pas conducteurs du *calorique*, selon Rumford. Il adopte que la chaleur est propagée en eux par le mouvement intestin de leurs parties.

Lorsqu'on chauffe sur le feu un vase rempli d'eau, les molécules d'eau, au fond du vase, s'échauffent d'abord, deviennent ensuite spécifiquement plus légères, et arrivent à la surface, etc.

Si l'on emploie le feu à la partie supérieure de l'eau, ce

liquide ne s'échauffe pas, parce que l'eau échauffée et d'une pesanteur spécifique moindre, ne descend pas.

Rumford a rendu sensible le mouvement intestin des liquides par l'expérience suivante. Il a dissous dans de l'eau autant de potasse qu'il en faut pour que la pesanteur spécifique de ce liquide soit égale à celle du succin ; il y ajouta du succin pulvérisé ; il fit chauffer le mélange dans une fiole à long col; lorsque le liquide fut refroidi, il aperçut aisément un torrent ascendant à l'axe du vase et un mouvement descendant vers les parois. Un changement de température de quelques degrés produit ce phénomène.

D'après beaucoup d'expériences, Rumford conclut que plus on rend difficile le mouvement intestin d'un liquide, un laps de temps plus considérable se passe avant qu'il acquière une température donnée; que si l'on vient à chauffer un liquide, il ne prend la température élevée que par le mouvement intestin de ses parties qui conduisent la chaleur.

Le phénomène a lieu, d'après Rumford, avec l'air. Les molécules d'air qui touchent un corps échauffé, deviennent spécifiquement plus légères et s'élèvent; une autre couche d'air vient frapper le corps chaud, elle s'élève également. La chaleur du corps échauffé n'est pas conduite par l'air, mais bien enlevée.

Thomson a cherché à réfuter l'opinion de Rumford. Il versa sur un liquide dense un autre moins dense et plus chaud ; il plongea dans la liqueur froide des thermomètres à plusieurs hauteurs ; le mercure s'éleva dans ces thermomètres, ce qui lui prouva que le liquide étoit conducteur de la chaleur. (Journ. de Nicholson, t. 4.)

Dalton et Murray sont parvenus aux mêmes résultats ; le dernier répéta l'expérience dans un milieu de glace.

On a cherché à déterminer le degré de conductibilité des corps. La manière la plus simple seroit de réduire les corps sous un volume égal, d'en former des boules, de les chauffer comparativement jusqu'à une certaine température, et d'observer exactement le temps qu'il faut pour les refroidir.

Rumford a enveloppé des boules de thermomètre avec des substances dont il vouloit connoître la conductibilité.

Ingenhouse a enduit des cylindres métalliques d'un égal diamètre de cire et a plongé une de leurs extrémités dans l'huile presque bouillante; la différence en longueur de cire fondue lui a fait conclure celle de la conductibilité des différents métaux.

D'après ces expériences, les métaux conduisent le *calorique* dans l'ordre suivant :

Argent, or, cuivre, étain, platine, fer, acier, plomb. Les quatre derniers le conduisent bien moins.

Les pierres et surtout les briques conduisent le *calorique* à un degré bien moindre que les métaux.

Le verre paroît être un mauvais conducteur comme les pierres.

Mayer a examiné la conductibilité des bois desséchés, dont il a donné une table. (*Voyez* Journal de Physique de Gren, t. 2.)

La conductibilité du charbon, pour le *calorique*, est au sable fin, selon Guyton-Morveau, comme 2 est à 3.

Les plumes, la soie, la laine, les poils et la paille conduisent encore moins la chaleur que les substances précédemment nommées.

La connoissance de cette propriété conductrice est importante dans la construction des fourneaux. Pour avoir de mauvais conducteurs de chaleur, on mêle du charbon avec la terre.

C'est ainsi qu'on garantit des arbres et des puits contre le froid, par une enveloppe de paille. Des glacières garnies de bois empêchent le *calorique* d'y pénétrer plus difficilement que ne font les murs de plâtre. Les chaumes donnent plus de frais en été et plus de chaleur en hiver que les tuiles. Nos vêtements de laine et de fourrure conservent le *calorique*, en raison de ce qu'ils sont mauvais conducteurs; ils empêchent que le *calorique* du corps ne soit enlevé par l'air. La conductibilité des vêtements de laine, de coton, etc., est, selon Rumford, en raison inverse de la finesse de leur tissu.

La conductibilité des liquides est, d'après Thomson, dans l'ordre suivant :

1° Volumes égaux.

Eau	1,000
Mercure	2,000
Huile de lin . . .	1,111

2° Poids égaux.

Eau.	1,000
Mercure	4,800
Huile de lin	1,085

Comme la vitesse avec laquelle le *calorique* pénètre les corps, dépend de l'attraction des corps pour le *calorique*, il est probable que l'attraction des corps pour le *calorique* est en raison inverse de leur force conductrice ; et si l'on pouvoit déterminer leur conductibilité, on en déduiroit également l'attraction des corps pour le *calorique*.

Lorsqu'un corps échauffé est mis en contact avec un autre qui ne l'est pas, il communiquera son excès de chaleur à l'autre corps jusqu'à ce que leur température soit égale. Un corps refroidi jusqu'au degré de glace fondante, prendra bientôt la température d'une chambre échauffée.

Ce partage uniforme de la chaleur a lieu dans les corps avec plus ou moins de vitesse ; ces phénomènes ont aussi lieu, d'après Newton, dans un espace vide d'air ; mais le refroidissement des corps est plus lent dans le vide, selon Franklin et Pictet.

Les expériences de Kraft et Richmann confirment la loi avancée par Newton : « Lorsqu'on introduit un corps » dans un milieu dont la température est autre que la » sienne, la différence entre la température du corps et » du milieu diminue en proportion géométrique, tandis » que le temps décroît en proportion arithmétique. »

Rumford a confirmé cet axiome. Il a entouré un vase de laiton avec des substances qui ne laissent pas bien passer le *calorique ;* il le remplit d'eau chaude, dans laquelle il plongea un thermomètre. Le refroidissement du liquide, comparé avec le temps, correspondoit parfaitement avec la loi ci-dessus.

L'expérience suivante de Biot peut aussi confirmer cette loi.

Il trempa l'extrémité d'une barre métallique dans de l'eau bouillante ou du plomb fondu. Cette source constante de chaleur communiqua sans cesse de nouvelles parties de *calorique* à la barre. Les points les plus près de la source étoient chauffés davantage que ceux qui en étoient éloignés ; une autre partie de *calorique* étoit enlevée par l'air et par les corps environnants.

Dès que chaque point de métal fut chauffé davantage, sa disposition de prendre de nouvelles quantités de *calorique* diminua ; la différence entre la somme de *calorique* qu'il reçoit et celle qu'il perd, décroît. Au moment où les deux sommes sont égales, l'accumulation du *calorique* est interrompue, et l'équilibre est rétabli.

Lorsqu'on suppose sur la barre métallique ainsi chauffée plusieurs points dont les distances comptées de la source de chaleur forment une progression arithmétique, leurs températures correspondantes au-dessus de l'air diminuent en progression géométrique. Le refroidissement des corps dépend beaucoup de leur conductibilité pour le *calorique*. De mauvais conducteurs refroidissent bien plus lentement que de bons. Lorsqu'on chauffe de l'air et du mercure au même degré, le mercure prendra la température ordinaire dans un laps de temps moitié moindre que celui qu'il faudroit pour l'eau.

On a créé plusieurs hypothèses pour expliquer les phénomènes du *calorique*.

Mairan regardoit le *calorique* comme un fluide qui environne et qui pénètre tous les corps.

D'après Pictet, l'accumulation du calorique dans un corps diminue l'écartement des molécules ; il a abandonné lui-même cette hypothèse.

Prevost prend le *calorique* pour un *fluide discret*, dont les molécules à l'état libre se meuvent avec une grande vitesse. Un corps échauffé envoie des rayons dans toutes les directions. Ces rayons sont tellement éloignés les uns des autres, que plusieurs torrents peuvent se croiser sans se heurter.

Il en résulte que deux corps chauffés au même degré se renvoient mutuellement des rayons, et leur température reste égale.

Le *calorique* peut convertir les corps solides en liquides et en fluides élastiques.

L'eau, solide à la température de 32° Fahr., o centig., devient liquide à un degré supérieur à celui-ci. Aussitôt que la température passe 212°, 100 centig., l'eau arrive à l'état gazeux. Le soufre devient liquide à 212 degr. Fahr., et acquiert l'état de fluide élastique à 570 degrés Fahr.

Il n'y a peut-être pas de corps dans la nature qui ne puisse passer à l'état de liquidité par une forte chaleur, et il n'y a pas de liquide qui ne puisse être ramené à la solidité en lui enlevant du *calorique*. Quoique l'alcool, les acides muriatique et nitrique paroissent en faire une exception, il est pourtant probable qu'ils peuvent se solidifier à un abaissement de température convenable.

Les corps liquides passent à l'état de fluide élastique par l'accumulation du *calorique*.

Black a établi la loi suivante.

Lorsqu'un corps change d'état, il se combine avec le *calorique*, ou bien il en perd.

Qu'on mette un morceau de glace à 22° Fahr., ~~5,56 cent.~~, dans un appartement chaud, on remarquera que la température de la glace s'élevera en peu de temps jusqu'au point de congélation à 32 degrés Fahr. A ce degré, la glace commence à fondre, et la température reste constamment à 32 degrés, quoique la glace absorbe du *calorique* sans interruption.

Une expérience de Fahrenheit, répétée bien des fois par Black, prouve à l'évidence qu'il se dégage du *calorique* pendant la congélation de l'eau.

Lorsqu'on expose dans un verre mince, muni d'un couvercle, de l'eau dans laquelle plonge un thermomètre à une température de 22 degrés, l'eau se refroidira jusqu'à 22 degrés sans se congeler. Au moment où l'on agite l'eau, elle gèle sur-le-champ en une masse spongieuse, et le thermomètre plongé s'élève de 10 degrés.

Thomson conclut d'un grand nombre d'expériences que la quantité de la glace qui se forme subitement par l'agitation d'une eau refroidie au-dessous de o, est en rapport constant avec le froid du liquide avant l'agitation. D'après l'analogie il suppose que de l'eau qui se refroidit au-dessous de o sans geler, $\frac{1}{28}$ du liquide géleroit

promptement par l'agitation. S'il étoit possible que l'eau se refroidît à 28° au-dessous de o sans perdre sa liquidité, elle se convertiroit totalement par l'agitation en glace dont la température seroit o.

Black mêla une quantité déterminée de glace de 32° avec de l'eau de 190°, 87,98 centig.; la glace fondit en peu de secondes, et la température du mélange fut à 53 deg., 11,67 centig.

Lorsqu'on mêle de la neige de 32 degrés avec une quantité égale d'eau de 172°, 77,78 cent., la neige se fond sur-le-champ, et la température du mélange est de 32 degrés.

L'eau perd, dans ce cas, 140 degrés de chaleur, ce qui ne fait pas accroître la température du mélange. La quantité de *calorique* est donc employée à mettre la neige en état de liquidité.

Ce *calorique* qui opère un changement d'état, et qui ne peut pas être apprécié par le thermomètre, a reçu par Black le nom de *calorique latent;* d'autres l'ont appelé *calorique de liquidité*.

Ce qui vient d'être dit s'applique aussi à la fusion du suif, de la cire, des métaux, etc. Une partie de *calorique* n'est pas sensible au thermomètre. D'après Irvin, le spermaceti se liquéfie à 145 degrés, la cire à 175 deg., et l'étain à 500 deg. Fahr.

On peut regarder comme loi générale que toutes les fois qu'un corps passe de l'état solide à celui de liquide, une partie de *calorique* devient insensible pour le thermomètr

Lorsque les corps solides ou liquides passent à l'état de fluide élastique, le même phénomène a lieu.

Tous les liquides peuvent prendre l'état gazeux par une accumulation de *calorique*, et former des fluides élastiques non permanents ou permanents. *Voyez* VAPEUR et GAZ.

Certains liquides se convertissent en vapeurs à toute température; d'autres exigent un degré de chaleur bien plus élevé. Dans le premier cas se trouvent l'eau, l'alcool, l'éther, les huiles volatiles; dans le dernier, l'acide sulfurique, les huiles grasses.

Black a démontré que le *calorique* latent étoit employé à former les fluides élastiques non permanents; que les liquides absorbent du *calorique* pour la formation des gaz, sans que leur température soit élevée.

Lorsqu'on introduit un liquide échauffé sous le récipient de la machine pneumatique, après quelques coups de piston le liquide commence à bouillir, et sa température baisse considérablement. La température de l'éther diminue tellement, que l'eau qui entoure le vase d'éther, se gèle. La vapeur enlève évidemment une partie de *calorique* au liquide ; mais la température de la vapeur n'excède jamais celle du liquide.

Dans les fluides élastiques permanents, la loi suivante n'est pas démontrée. Lorsque des substances prennent l'état gazeux, il y a du *calorique* insensible ; si elles quittent l'état de fluide élastique, le *calorique* devient libre.

Lorsqu'on enlève du *calorique* à certains gaz, ils perdent leur élasticité. C'est ainsi que le gaz oxi-muriatique devient liquide à 40°, 4,44 centig., et se convertit en cristaux solides à o au-dessus de o. Le gaz ammoniac passe à l'état liquide à 45 degrés au-dessous de o.

Lorsque les solides passent à l'état de liquide, les mêmes phénomènes ont lieu ; mais aussitôt que ce changement provient de composition ou de décomposition, on remarque des modifications. Lorsqu'une composition a lieu, le *calorique* est séparé. Sa quantité est d'autant plus grande, que l'action réciproque des substances est plus énergique. *Voyez* Statique chimique, t. 1, p. 217.

Il existe différentes opinions sur le *calorique* latent. Suivant les uns, le *calorique* se fixe dans les corps qu'il dilate, ou dont il change l'état. Les autres pensent que l'attraction des corps pour le *calorique* change lorsque ces corps passent à un autre état, et que l'attraction croît en raison du passage de solidité dans les deux autres états. Ceci rend nécessaire une plus grande quantité de *calorique* pour qu'il agisse de la même manière sur le thermomètre, parce que cette attraction est contraire à l'action du *calorique* sur le thermomètre.

Suivant d'autres, il faut s'imaginer le *calorique* contenu dans les corps, divisé en deux parties. L'une de ces parties agit sur le thermomètre, tandis que l'autre sert à écarter les molécules.

Les molécules des corps sont réunies par la force de cohésion. Cette force est toujours balancée par celle qui tend à dilater les molécules. Lorsque cette dernière l'em-

porte sur celle de la cohésion, le corps passe à l'état de fluidité.

Cette manière d'envisager les phénomènes peut toujours être regardée comme une hypothèse satisfaisante.

Il est important de connoître la quantité de *calorique* qu'exige chaque corps pour acquérir une température déterminée.

Il résulte du partage uniforme du *calorique*, que si l'on mêle ensemble des corps homogènes d'une température différente, l'excès du *calorique* du corps chaud se partage uniformément dans le mélange. Qu'on mêle 1 livre d'eau de 180°, 82,22 centig., avec 1 livre d'eau de 120°, 48,89 cent., la température du mélange sera de 65,56 cent. Si l'on mêle 2 livres d'eau de 48 cent. avec une 1 livre de 180°, l'excès de *calorique* de la livre d'eau sera divisé en trois parties égales; la température du mélange sera de 140° Fahr., 60 centig. Ceci conduit à la règle suivante.

Pour déterminer la température d'un mélange formé de substances homogènes, dont les températures étoient différentes, on multiplie le poids ou le volume de chacune d'elles, avec leur température propre; on additionne les produits, et on divise la somme par celle du poids; le quotient est la température du mélange.

Si d'après cela T t indiquent les diverses températures des corps homogènes, M m leurs masses ou volumes, la température est, après l'union, $= x = \frac{TM + tm}{M + m}$ et; $M = m = \frac{T + t}{2}$.

Si l'on mêle 2 livres de mercure de 40° avec 4 livres de 60 degrés, et avec 8 livres de 50 degrés, la température du mélange sera 51,36 degrés;

Car $\frac{2 \times 40 + 4 \times 60 + 6 \times 50}{2 + 4 + 6}$ est égal à ce nombre.

Pour que l'expérience soit d'accord avec cette règle, il faut avoir égard aux points suivants.

Les thermomètres doivent être de petites boules très-sensibles, dont l'échelle marque au moins des quarts de degré.

Les quantités des corps qu'on soumet à l'expérience doivent être considérables.

La température est rarement uniforme dans toutes les parties du mélange ; il faut prendre la moyenne de plusieurs couches.

La régle ci-dessus ne peut pas être appliquée sur les corps hétérogènes. L'excès de *calorique* ne se partage pas en raison du poids des corps.

Lorsqu'on mêle 1 livre de mercure de 6° centig. avec 1 livre d'eau de 43° centig., la température du mélange ne sera pas 25°, comme on pourroit le croire, mais de 41°. L'eau a perdu d'après cela 2°, tandis que le mercure a gagné le surplus, 17°. La température du mélange de parties égales de mercure de 43,33° centig. et d'eau de 6,67°, sera 8,33°.

Il résulte de là que, si deux corps hétérogènes indiquent des températures égales, la quantité de *calorique* qui les a élevés à cette température peut être très-différente. Cette proportion de *calorique* dans les corps hétérogènes, à une température égale, est appelée par Wilke *calorique spécifique ;* à volume égal, il l'a appelée *chaleur relative.* Crawford nomme le *calorique spécifique* de Wilke, *chaleur comparative*, ou *capacité des corps par le calorique.*

Pour déterminer le *calorique* spécifique des corps, on prend deux corps d'un poids égal A et B, dont l'un est fluide ; connoissant leur température, on les mêle promptement ensemble, et on y plonge le thermomètre.

Le *calorique* spécifique du corps A, sera au *calorique* spécifique du corps B, comme la différence entre la température qu'avoit le corps B avant le mélange et la température du mélange, est à la différence entre la température qu'avoit A avant l'union, et la température du mélange.

Que la température du corps A soit $= T$, son *calorique* spécifique $= C$.

La température de B soit $= t$, son *calorique* spécifique $= c$.

La température du mélange soit $= t'$, il résultera

$$c : C = T - t' : t' - t$$

$$c = \frac{C\,(T - t)}{t' - t};$$

Ou bien si T étoit plus petit que t,

$$c = \frac{C(t' - T)}{t' - t}.$$

Soit A 1 livre d'eau de 44° = T, et son *calorique* spécifique C = 1.

B, 1 livre de mercure de 110° = t, et son *calorique* spécifique = c.

La température du mélange soit 47° = t'. On aura cette formule :

$$c = \frac{C(t' - T)}{t - t'} = \frac{1(47 - 44)}{110 - 47} = \frac{3}{63} = \frac{1}{21}$$

Pour trouver le *calorique* relatif, il faut multiplier le *calorique* spécifique par la pesanteur spécifique de la substance qui doit être comparée dans l'expérience avec de l'eau.

Black est le premier qui ait attiré l'attention sur le *calorique* spécifique. Cet objet a été poursuivi par Irvine, Crawford et Wilke.

Les proportions qu'on a données du *calorique* spécifique ne peuvent pas être exactes.

Quant aux expériences de Lavoisier et Laplace, *voyez* article Calorimètre.

Crawford, Kirwan, Laplace, Lavoisier, Wilke, Meier, Rumford, etc., ont déterminé le *calorique* spécifique d'un très-grand nombre de substances. Ils ont pris pour objet de leurs recherches des gaz, des liquides, et beaucoup de solides du règne organique et inorganique.

Les données pour le *calorique* spécifique ne peuvent pas être regardées comme exactes. L'axiome que le rapport de la quantité de chaleur nécessaire à élever la température de deux corps soit constant, n'est pas encore certain.

On conseille en outre de ne pas mêler des substances qui exercent quelque action chimique l'une sur l'autre; c'est une condition bien difficile à remplir, car on rencontrera rarement deux corps qui n'exercent quelque action réciproque. Crawford surtout a employé des substances dont la combinaison chimique est généralement reconnue.

TABLE

Du calorique *spécifique de différents corps, l'eau étant à* 1,0000.

La lettre C. signifie Crawford, la lettre K. Kirwan, la lettre L. Lavoisier et Laplace, W. Wilke, R. Rumford.—C. K. L. signifie la moyenne de Crawford, Kirwan et Lavoisier; L. K. la moyenne de Lavoisier et Kirwan ; C. L. la moyenne de Crawford et Lavoisier ; W. C. la moyenne de Wilke et Crawford ; W. C. K. la moyenne de Wilke, Crawford et Kirwan ; M. Meier.

SUBSTANCES.	PESANTEUR spécifique.	Calorique spécifique de poids égaux.	Calorique spécifique de volumes égaux.
I. *Fluides élastiques* C.			
Gaz hydrogène.	0,000094	21,400	0,00116
Gaz oxigène.	0,0034	4,7490	0,016147
Air atmosphérique.	0,00122	1,7900	0,002183
Gaz acide carbonique	0,00183	1,0459	0,001930
Vapeur d'eau	......	1,5500	
Gaz azote	0,00120	0,7036	0,000844
II. *Liquides.*			
Eau	1,0000	1,0000	1,0000
Carbonate d'ammoniaque K.	......	1,851	
Sang artériel C.	......	1,030	
Sulfure d'ammoniaque	0,818	0,9940	0,8131
Solution du sucre brun K.	......	0,860	
Sang veineux C.	......	0,8928	
Acide nitrique L.	......	0,844	
Sulfate de magnésie, 1 / Eau, 8 } K.	......	0,844	
Sel marin, 1 / Eau, 8 } K.	......	0,832	
Nitre, 1 / Eau, 8 } L.	......	0,8167	
Muriate d'ammoniaque, 1 / Eau, 1,5 } K.	......	0,779	
Tartre, 1 / Eau, 237,3 } K.	......	0,765	
Solution de potasse K.	1,346	0,759	1,0216
Sulfate de fer, 1 / Eau, 2,5 } K.	......	0,734	
Sulfate de soude, 1 / Eau, 2,9 } K.	......	0,728	
Huile d'olive K.	0,9153	0,710	0,6498

SUBSTANCES.	PESANTEUR spécifique.	Calorique spécifique de poids égaux.	Calorique spécifique de volumes égaux.
Ammoniaque K.	0,997	0,7080	0,7058
Acide muriatique K.	1,122	0,6800	0,7630
Acide sulfurique, 4 / Eau, 5 } L.	......	0,6631	
Alun, 1 / Eau, 4,45 } K.	......	0,649	
Aicide nitrique, 9 ⅐ / Chaux, 1 } L.	......	0,6181	
Nitre, 1 / Eau, 3 } K.	......	0,646	
Alcool C.	0,8371	0,6021	0,5040
Acide sulfurique C. K. L.	1,840	0,5968	1,0981
Acide nitrique K.	1,355	0,576	0,7804
Huile de lin K.	0,9404	0,528	0,4965
Spermaceti C.	......	0,5000	
Huile de térébenthine K.	0,9010	0,472	0,4677
Vinaigre K.	......	0,3870	0,3966
Eau, 16 / Chaux, 9 } L.	......	0,3346	
Mercure L. K.	13,568	0,3100	4,2061
Vinaigre distillé K.	......	0,1030	0,1039
III. *Substances solides.*			
Glace K.	......	0,3000	
Peau de bœuf avec poils C.	......	0,788	
Poumon d'une brebis C.	......	0,769	
Chair musculaire K.	......	0,7400	
Pinus sylvestris M.	0,408	0,65	0,2652
Pinus abies M.	0,447	0,60	0,2682
Tilea europæa M.	0,408	0,62	0,2530
Pinus picea M.	0,495	0,58	0,2871
Pyrus malus M.	0,639	0,57	0,3642
Betula alnus M.	0,484	0,53	0,2565
Quercus robur sessilis M.	0,531	0,51	0,2708
Fraxinus excelsior M.	0,631	0,51	0,3218
Pyrus communis M.	0,603	0,50	0,3025
Riz C.	......	0,5050	
Fèves C.	......	0,5020	
Sciure de bois de sapin C.	......	0,5000	
Pois C.	......	0,4920	
Fagus silvatica M.	0,602	0,49	0,3390
Carpinus betulus M.	0,690	0,48	0,3312
Betula alba M.	0,608	0,48	0,2918
Froment C.	......	0,4770	
Ulmus M.	0,645	0,47	0,3036

SUBSTANCES.	PESANTEUR spécifique.	Calorique spécifique de poids égaux.	volumes égaux.
Quercus robur pedunculata M.	......	0,45	0,3006
Prunus domestica M.	0,668	0,44	0,3023
Diaspyrus ebenum M.	0,687	0,43	0,4532
Orge C.	1,054	0,4210	
Avoine C.	......	0,4160	
Charbon de terre C.	......	0,2777	
Charbon de bois C.	......	0,2631	
Craie C.	......	0,2564	
Rouille C.	......	0,2500	
Chaux vive C. L.	......	0,2199	
Poterie K.	......	0,195	
Agathe M	2,648	0,195	0,563
Soufre K.	1,99	0,183	0,3642
Fer W. C.	7,876	0,1264	0,9955
Laiton W. C.	8,358	0,1141	0,9536
Cuivre W. C.	8,784	0,1121	0,9847
Fer-blanc R.	......	0,1099	
Métal de canon R.	......	0,1100	
Zinc W. C.	7,154	0,0981	0,7018
Argent W.	10,001	0,082	0,820
Etain W. C. K.	7,380	0,0661	0,4878
Antimoine W. C.	6,107	0,0637	0,3890
Or W.	19,040	0,050	0,9520
Plomb W. C. K.	11,456	0,0424	0,4857
Bismuth W.	9,861	0,043	0,4240

Gay-Lussac a fait de nouvelles expériences sur la capacité des gaz pour le *calorique*. (Mém. d'Arcueil, t. 1, p. 180.)

En partant de ces deux faits, que les gaz se dilatent tous d'une manière uniforme par la chaleur, et que les espaces qu'ils occupent sont en raison inverse des poids comprimants, il pense qu'en les mettant tous dans les mêmes circonstances, et en diminuant la pression qui leur seroit commune, par le changement de température qu'occasionne l'augmentation de volume, on pourroit voir si leur capacité pour le *calorique* seroit égale.

Il prit 2 ballons à 2 tubulures, chacun de 12 litres de

capacité. A l'une des tubulures de chaque ballon, étoit adapté un robinet, et à l'autre un thermomètre à alcool, très-sensible. Pour éviter les effets de l'humidité, il a mis dans chaque ballon du muriate de chaux desséché.

Le vide étant fait dans les deux ballons, on a rempli l'un d'eux avec du gaz à examiner. Environ 12 heures après on a établi entre eux une communication, au moyen d'un tuyau de plomb; et en ouvrant les robinets, le gaz a passé dans le ballon vide, jusqu'à ce que l'équilibre de pression fût rétabli de part et d'autre.

Aussitôt que l'air entra dans le ballon vide d'air, le thermomètre s'éleva d'une manière très-sensible, tandis que le thermomètre descendoit dans le ballon d'où sortoit l'air.

Les expériences faites sur l'air, les gaz hydrogène, oxigène et acide carbonique, conduisent au résultat suivant : les variations de température sont d'autant plus grandes que les pesanteurs spécifiques des gaz sont plus petites. Ces variations étoient moins sensibles dans le gaz acide carbonique, que dans le gaz oxigène et dans l'air. Les variations de ceux-ci étoient moins sensibles que dans le gaz hydrogène qui est le plus léger de tous les gaz.

Si l'on considère que les gaz se dilatent tous également par la chaleur, et qu'ils absorbent des quantités de *calorique* plus considérables, et que leur pesanteur spécifique est moindre, ceci conduit au résultat important que les capacités des gaz pour le *calorique*, sous des volumes égaux, sont en rapport croissant, si leur pesanteur spécifique diminue. Gay-Lussac espère déterminer ces rapports. Les capacités du même gaz pour le *calorique* diminuent dans le même volume avec sa densité.

D'après cela, le gaz hydrogène auroit le plus de capacité pour le *calorique*. Gay-Lussac croit pouvoir expliquer par-là pourquoi l'inflammation d'un mélange de gaz oxigène et de gaz hydrogène, par l'étincelle électrique, n'est pas complète lorsque les deux gaz sont entre eux comme 10 est à 1. Car le *calorique* mis en liberté par l'union est absorbé par les parties de gaz qui ne sont pas combinées; ce qui abaisse la température au-dessous du degré nécessaire pour la combustion, et arrête par conséquent l'inflammation.

Quoiqu'on sache que des corps d'une même température peuvent contenir plus ou moins de *calorique*, on n'est pas encore parvenu à déterminer la quantité de *calorique* que les corps renferment en général. Irvine et Dalton se sont occupés de résoudre ce problême ; mais quelqu'ingénieuses que soient leurs expériences, elles n'ont pas encore fourni un résultat satisfaisant.

Les différents moyens qui développent du *calorique* sont, le *soleil*, la *combustion*, le *choc*, le *broiement* et la *combinaison*.

1° La plupart des physiciens avoient l'opinion que le soleil étoit une mer immense de feu, formée par la combustion non interrompue de ce grand astre, ce qui produisoit le rayonnement de la lumière et du *calorique*. Herschel vient de présenter des conjectures ingénieuses sur la nature du soleil, qui ont bien plus de probabilité que n'avoient les idées des anciens.

Le soleil est, d'après lui, un globe compacte, opaque, enveloppé d'une atmosphère étendue et dense ; dans cette atmosphère se trouvent deux régions de nuages.

Les nuages inférieurs sont opaques et semblables à ceux qui se forment dans l'air ; la région supérieure des nuages est lumineuse et envoie une grande quantité de lumière qui produit l'éclat du soleil. Ces nuages paroissent être sujets aux variations dans l'éclat et dans la quantité, ce qui constitue, d'après Herschel, la diversité de lumière et de *calorique* dans les différentes saisons.

Les rayons émanés du soleil sont de trois espèces : *rayons calorifiques*, *colorifiques* et *désoxigénants*. Les premiers produisent le sentiment de la chaleur ; les seconds engendrent la couleur, et les troisièmes séparent l'oxigène de plusieurs corps.

Les expériences de Herschel et d'Englefield font voir que le soleil envoie des rayons qui échauffent sans éclairer, et que ces rayons produisent la plus grande chaleur. Le soleil renvoie le *calorique* en rayons, et les rayons calorifiques diffèrent, d'après cela, des rayons lumineux.

Herschel trouva confirmée l'observation de Sennebier, que tous les rayons colorifiques de l'image colorée possèdent la propriété d'échauffer. Il paroît, d'après cela, que

les rayons lumineux de la lune, des étoiles, etc., qui, dans leur état le plus dense, n'échauffent pas, sont composés d'un mélange de rayons lumineux et de rayons calorifiques.

Herschel a été conduit à la différence de ces rayons par les expériences suivantes.

Voulant diminuer la grande chaleur qu'on éprouve dans les observations du soleil, il mit des verres colorés dans le télescope. Lorsque ces verres furent assez foncés pour atteindre le but qu'il se proposoit, ils se brisèrent en peu de temps; ce qui lui donna l'idée de faire des expériences sur la chaleur des rayons colorifiques. Il fit tomber chacun des rayons sur la boule d'un thermomètre placé entre deux autres thermomètres destinés à les comparer entre eux. Le nombre des degrés qu'augmentoit le thermomètre qui recevoit les rayons au-dessus des autres, fit connoître leur intensité de *calorique*. Il remarqua que les rayons les plus réfractés possédoient la moindre force de chaleur, et que la dernière augmente à mesure que la réfraction des rayons diminue. Les rayons violets sont, d'après cela, les moins échauffants, et les rouges, ceux qui chauffent le plus. Herschel exprime la force calorifique des rayons par les nombres suivants :

Lumière violette = 16
Lumière verte = 22,4
Lumière rouge = 55

L'intensité de la lumière et la force calorifique tiennent, d'après cela, à des lois très-différentes. Le *maximum* de cette intensité se trouve au milieu de l'image colorée du prisme, et diminue en s'avançant vers l'une ou l'autre des extrémités de l'image. La force calorifique, au contraire, augmente depuis le rayon violet, et se trouve au *maximum* quand il est arrivé au rayon rouge.

Herschel soupçonna que la force calorifique ne finissoit pas aux extrémités de l'image colorée, mais qu'elle alloit encore au-delà.

Les expériences de Herschel ont été confirmées par Englefield. Voici ses résultats :

Le thermomètre monta,

Dans le rayon bleu,	en 3 minutes,	de 55 deg.	à 56 deg.
vert,	3	de 54	à 58
jaune,	3	de 56	à 62 ½
rouge,	2 ½	de 68	à 72
A la limite du rayon rouge, ...	2 ½	de 58	à 73 ½.
A la limite de la lumière visible, . . .	2 ½	de 61	à 79

Les thermomètres à boule noire montèrent bien plus dans les mêmes circonstances que ceux à boule blanche. Ce qui résulte de la table suivante :

Rayons rouges de la lumière	boule noire,	monta en 3 min.	de 58 à 61 deg.
	boule blanche,		de 55 à 58
Partie la plus foncée des rayons rouges.	boule noire,		de 59 à 64
	boule blanche,		de 58 à 58½
Limites des rayons rouges	boule noire,		de 59 à 71
	boule blanche,		de 57½ à 60½

Les sels blancs d'argent, exposés aux rayons solaires, deviennent noirs et l'oxide d'argent se réduit. Cette réduction des oxides est accompagnée, d'après Berthollet, d'un dégagement de gaz oxigène. Schéele observa de plus que le rayon violet opère plus facilement la réduction de l'argent que ne font les autres rayons.

Wollaston, Ritter et Bœckmann ont démontré que le muriate d'argent se noircit d'autant plus rapidement, si on l'expose hors la limite du rayon violet (qui, d'après Herschel, ne contient plus de rayons calorifiques), et au-delà de l'image colorée du prisme. Ces désoxidations ne sont donc pas produites, ni par les rayons calorifiques, ni par ceux qui produisent la couleur; ce sont des rayons particuliers. (*Herschel*, Phil. Trans., 1800, t. 2; *Englefield*, Journ. of the Royal Instit., t. 1.)

Les corps transparents ne sont que foiblement échauffés par les rayons solaires; les corps opaques en éprouvent une action bien plus marquée.

Lorsqu'on dirige le foyer d'un verre ardent de manière qu'il tombe sous la surface d'un vaisseau rempli d'eau, l'endroit ne s'échauffera pas beaucoup; mais si l'on y plonge un bâton, l'eau près de la surface du bâton commencera

bientôt à bouillir, et les parties inférieures du bâton seront charbonnées.

Plus la couleur du corps opaque est foncée, plus sa température augmentera par les rayons solaires.

Hooke et Franklin ont cherché à déterminer les différents degrés qu'éprouvent les corps plus ou moins foncés par les rayons du soleil.

Franklin répandoit sur la neige, exposée au soleil, des morceaux de toile de différente couleur; il trouva que les toiles les plus foncées avoient pénétré le plus dans la neige. Davy a exposé au soleil des plaques de cuivre peintes en blanc, jaune, rouge, vert et noir, de manière qu'un côté fût éclairé; sur le côté non éclairé, il appliqua une combinaison de cire et de suif capable de fondre à 76 degrés Fahr., 24,44 cent.; sur le côté inverse de la plaque noire le mélange gras fondit d'abord, puis celui de la plaque bleue, de la verte, de la rouge, de la jaune, et, en dernier lieu, celui du cuivre peint en blanc.

Thomas Wedgwood fit l'expérience suivante. Il mit 2 morceaux de marbre phosphorescent sur une plaque de fer qui étoit presque rouge. L'un, qui étoit coloré en noir, n'étoit pas lumineux, tandis que cet effet étoit sensible dans l'autre. Placés pour la deuxième fois sur un fer chaud, le marbre blanc répandit une foible lueur, tandis que l'autre ne devint pas luisant. On enleva la couche noire, et on répéta l'expérience avec les deux morceaux de marbre blanc; alors les deux marbres ont présenté les mêmes effets.

Les corps exposés au soleil acquièrent rarement une température au-dessus de 120 degrés Fahr., 48,89 cent. Si l'on pouvoit empêcher les corps environnants de leur enlever du *calorique*, leur température seroit bien plus élevée. Saussure fit faire une petite boîte garnie de liége; pour la rendre propre à absorber la plus grande quantité possible de rayons solaires, il charbonna la surface; le charbon étant mauvais conducteur, la perte en *calorique* fut très-peu considérable. Lorsqu'il exposa au soleil la boîte couverte d'une plaque mince de verre, un thermomètre pratiqué au fond monta en peu de minutes à 221 degrés, 108 cent., tandis que la température de l'air n'étoit qu'à

75 degrés, 23,89 cent. (*Saussure*, Voyage sur les Alpes, t. 2, p. 932.)

Robinson a fait des expériences sèmblables; il a prouvé de plus que l'air humide est meilleur conducteur de la chaleur, que n'est l'air sec; ce qui a été confirmé par Rumford.

La chaleur produite par les miroirs ardents est bien plus considérable que celle du feu. Le grand miroir de Villet et celui de Tschirnhausen en donnent un exemple. Le verre ardent de Tschirnhausen avoit 33 pouces de diamètre, et pesoit 160 livres. Ceux de Trudaine et de La Tour-d'Auvergne sont également remarquables.

Le verre ardent de Parker, à Londres, qui pesoit 212 livres, est un des plus étendus.

La table suivante contient les résultats qu'on a obtenus avec le verre de flintglas de Parker :

	Poids en GRAINS.	Fondit en espace de SECONDES.
Or pur	20	4
Argent pur	20	3
Cuivre pur	33	20
Platine	10	3
Nickel	16	3
Fer en barre	10	12
Fer de fonte	10	3
Scorie de fer	12	2
Barite	10	7
Topaze	3	45
Emeraude orientale	2	25
Agathe blanche	10	30
Cornaline	10	75
Jaspe	10	25
Onyx	10	20
Grenat	10	17
Spathe blanc rhomboïdal	10	60
Zeolithe	10	23
Schriste commun	10	2
Asbeste	10	10
Calcaire commun	10	55
Pierre ponce	10	24
Lave	10	7
Argile volcanique	10	60
Fer oxidé terreux	10	60

2° La chaleur peut être produite par la *combustion*. *Voyez* ce mot.

3° Le *choc* est un des moyens calorifiques. Le briquet en donne un exemple journalier. Par des coups de marteau répétés sur une barre de fer mou, on peut la faire rougir.

4° Le *frottement* produit de la chaleur. Les sauvages frottent deux morceaux de bois l'un contre l'autre pour avoir du feu. Les grosses machines et les roues de voiture s'enflamment par un frottement continuel.

Rumford fit percer un canon nouvellement fondu, et remarqua la température produite par le frottement; le thermomètre s'éleva à 130 degrés, tandis que le cylindre indiqua au commencement une température de 60 degrés. Rumford conclut que cette chaleur est trop grande pour qu'elle soit produite uniquement par la poussière du métal frotté.

Le *calorique* est aussi dégagé par le frottement dans le *vide*. Pictet fit frotter de l'acier contre le spath adamantin; il n'aperçut pas des étincelles, mais une lueur phosphorique dans l'obscurité. Le thermomètre ne changeoit pas.

Deux morceaux de laiton frottés l'un contre l'autre dans le vide, firent monter le thermomètre plus qu'il ne s'élève dans un espace rempli d'air.

La présence de l'air n'est pas de rigueur pour produire de la chaleur par le frottement. Pictet fit broyer, par le moyen d'une mécanique, dans un mortier d'acier, un morceau de spath adamantin; il y avoit beaucoup d'étincelles, mais le thermomètre n'indiqua pas une élévation de température. L'expérience répétée dans le vide de la machine pneumatique, il n'y eut pas d'étincelles; mais dans l'obscurité on apercevoit une lueur phosphorique. Le thermomètre ne s'élevoit pas non plus. On varioit l'expérience en faisant frotter l'un contre l'autre 2 morceaux de laiton. Le thermomètre s'éleva à l'air de 0,3 degré, et dans le récipient vide de 1,2 degré. On voit que le *calorique* dégagé est enlevé par le mouvement de l'air. Rumford fit percer un gros cylindre de métal de canon dans l'eau. Après un frottement très-rapide de 2 $\frac{1}{2}$ heures, l'eau, mise à l'abri du contact de l'air, commençoit à bouillir. Par un frottement dans l'eau, qui avoit le contact de l'air, le résultat étoit le même. (Journ. de Nicholson, t. 2, p. 106.)

Nos connoissances actuelles n'admettent pas une explication satisfaisante du dégagement de la chaleur qui se produit par le choc et le frottement. Vouloir dire que dans cette circonstance la capacité des corps pour le *calorique* est diminuée, n'explique aucunement la question.

5° La combinaison chimique doit être regardée comme une source de la chaleur.

Pour peu que les corps se combinent avec quelque énergie, on remarque une élévation de température, tels que acide sulfurique et eau, alcool et eau, fer et acide nitrique, etc.

D'autre part, la température baisse en faisant dissoudre certains sels, en faisant fondre la glace, etc. (*voyez* article FRIGORIQUE); néanmoins la combinaison chimique a lieu. Dans ces contradictions apparentes, il faut avoir égard aux circonstances suivantes.

Dans toute combinaison chimique la densité augmente; elle sera d'autant plus grande (à moins qu'il n'y ait changement d'état), que la combinaison est énergique. Toute augmentation de densité est accompagnée de dégagement de *calorique*; mais un changement d'état, que le corps passe à la liquidité ou à la gazéité, aura une influence sur la température. L'élévation de température occasionnée par la combinaison chimique peut, selon les circonstances, être affoiblie, annullée, ou même surpassée par l'abaissement de température, qui est produit par le changement d'état. Ces changements d'état ne peuvent pas avoir lieu, sans que les corps qui les éprouvent ne fixent une partie de *calorique*, et ne le rendent insensible au thermomètre. Si la quantité de *calorique* absorbé surpasse celle qui devient libre par la combinaison chimique, on doit avoir un abaissement de température.

Les physiciens qui ont voulu envisager le *calorique* comme une substance réelle, ne peuvent pas le démontrer.

Si l'on considère le *calorique* comme un principe appartenant à la terre, il faudroit lui supposer de l'attraction ou de la gravitation envers elle; sans cela, le lien qui l'enchaîne à la terre, manqueroit; mais comme nous ne pouvons nous imaginer la finesse de la matière sans

bornes, il seroit possible que nos balances ne fussent pa
assez sensibles pour déterminer le poids de la matière.

Les différentes hypothèses sur la matière du *caloriqu*
n'ont pas diminué nos connoissances chimiques. Sur l
voie de spéculation, il en est résulté plutôt un désavantag
qu'un avantage réel pour la science.

Voyez *Boerhave*, Elementa chemiæ, t. 1 ; *Schéele*;
Wilke, dans les Mémoires de l'Académie de Suède ; *Crawford*, Théorie de la combustion (anglais) ; *Richmann*,
dans les Nov. Comment., *Pétrop.*, t. 1 ; *Thomson*, *Rumford*, *Link*, *Magellan*, *Mayer*, *Prevost*, *Pictet*, *Leslie*.

FIN DU PREMIER VOLUME.

